FUNDAMENTOS DE QUÍMICA

Fundamentos de Química

Morris Hein
Mount San Antonio Collage

Susan Arena
University of Illinois, Urbana-Champaign

Traducción:
Ing. Virgilio González Pozo
Fac. de Química, UNAM

Revisión técnica:
M. en C. Luis Cabrera Mosqueda
Fac. de Química, UNAM



International Thomson Editores S.A. de C.V.
An International Thomson Publishing Company I(T)P

México • Albany • Bonn • Boston • Cincinnati • Detroit • Johannesburg • London • Madrid • Melbourne • New York
Pacific Grove • Paris • San Francisco • San Juan, PR. • Singapore • Tokyo • Toronto • Washington

Traducción de la obra: *Foundations of College Chemistry. Brief edition,* publicada por Brooks/Cole Publishing

---

Fundamentos de química
ISBN 968-7524-20-2

International Thomson Editores es una empresa de International Thomson Publishing I(T)P

Editor Externo:	Abelardo Rojas Flores
Diagramación y Diseño de Interiores:	Imix Diseño
Lecturas:	Xilonen Ruiz Ortiz
Diseño de Portada:	Maré Concepto Gráfico
Director Editorial:	Miguel Angel Toledo Castellanos

Impreso en México
Printed in Mexico

Prefacio

Fundamentos de Química fue pensado originalmente para estudiantes que nunca antes hubieran tomado un curso de química, o para quienes hayan interrumpido durante un tiempo sus estudios, pero que tengan el deseo de continuarlos. Este libro, desde su publicación, ha ayudado a definir el curso introductorio de química. La gran acogida que tuvieron las ediciones anteriores comprueba que el texto ha captado una audiencia mucho mayor. Además de los cursos de química fundamental, nuestro libro se ha usado mucho en cursos generales de un semestre, como los que se siguen en los campos relacionados con las ciencias de la salud, o en cursos para profesiones no científicas formados por un grupo muy diverso de estudiantes. Nuestra meta, en esta ocasión, es continuar haciendo accesible los fundamentos de química para todos los estudiantes que se inician en el estudio de esta ciencia. El enfoque es el mismo que el de la primera edición: ¿cómo hacer interesante y comprensible para los alumnos este material? Y, ¿cómo podemos enseñarles la habilidad que necesitarán para resolver problemas?

Para la preparación de esta edición, la novena en inglés, tomamos en cuenta los comentarios y sugerencias de estudiantes y profesores, con objeto de diseñar un texto que tuviera como base los puntos fuertes de las ediciones anteriores y que presentara a la química como lo que es: un tema vital, coherente e interesante. En particular, hemos tratado de relacionar a la química con las actividades de los alumnos, a medida que se desarrollan los principios para el estudio más avanzado de la química.

Desarrollo de la habilidad para resolver problemas

Todos deseamos que el estudiante adquiera una habilidad tangible para resolver problemas. Creemos que la causa clave de la longevidad de este texto es el hecho de que el enfoque hacia la resolución de problemas que aquí presentamos es benéfico para el alumno. Un método para resolver problemas, que en ocasiones es llamado *método de análisis dimensional*, es un proceso gradual, que permite al estudiante usar unidades de medida y visualizar el cambio de una unidad a otra. Los alumnos pueden aprender con mayor facilidad si definen y demuestran conceptos y problemas gradualmente, esto es, paso a paso. En esta edición continuaremos presentando muchos ejemplos, comenzando con sustituciones sencillas, prosiguiendo con el uso de algoritmos, y pasando a problemas más complicados. Los ejemplos muestran cómo incorporar la habilidad matemática fundamental, la notación científica y las cifras significativas, apegándose siempre a las reglas. Hemos tratado de mostrar, meticulosamente, cada paso del proceso de resolución del problema (*ver páginas 107 y 138*), así como exponer *métodos alternativos de solución* (por ejemplo, *razón-proporción* o algebraicos) cuando son adecuados. Estos métodos alternativos proporcionan flexibilidad para que el alumno elija el método que le funciona mejor. En esta edición empleamos cuatro cifras significativas en las masas atómicas y molares, para tener consistencia al redondear los resultados. Hemos tenido cuidado de seguir las reglas enunciadas al presentar las respuestas, redondeadas correctamente para no confundir a los alumnos que tengan problemas con las matemáticas.

El análisis dimensional se explica en la sección 2.8, página 22. Recomendamos a los alumnos principiantes usar este método, hasta que se familiaricen con los términos que usamos en los cálculos.

Hay métodos alternativos de solución. Véanse, por ejemplo, las páginas 38 y 39, y 176 y 177.

El redondeo de las respuestas aparece en las páginas 14 y 15; cuando es necesario se proporcionan sugerencias adicionales (ver pág. 31).

Fomentando el desarrollo de la habilidad en el alumno. La actitud desempeña un papel crítico en la resolución de los problemas. Recomendamos al estudiante aprender que un método sistemático para resolver problemas es mejor que la simple memorización. En el

capítulo 2 nos damos a la tarea de establecer esta actitud. En todo el libro pedimos al alumno que inicie escribiendo los hechos o datos de determinado problema y que planee el desarrollo del mismo hasta llegar a la respuesta 12, cual debe comprobar para ver si tiene sentido. Una vez descritas las bases de los conceptos, marcamos los pasos a seguir para que el alumno los pueda encontrar con facilidad. Las reglas y ecuaciones importantes se marcan en recuadros para resaltarlas y para su rápida consulta.

En las páginas 59 y 85, ejemplos de reglas y ecuaciones encerradas en recuadros.

Para los ejercicios de práctica, un ejemplo en la página 112, y la página 122 con las respuestas.

Con las preguntas se repasan palabras, conceptos, cifras y tablas clave. Por ejemplo, las páginas 140 a 141. Para los ejercicios relacionados, las páginas 141 a 143. Para los ejercicios adicionales, las páginas 143 y 144.

Práctica para el alumno. Los *ejercicios de práctica* siguen a la mayor parte de los ejemplos del libro. Las respuestas de todos ellos aparecen al final de cada capítulo. Hemos ampliado y actualizado la cantidad de los ejercicios de final de capítulo. Cada conjunto de ejercicios comienza con una sección de *Preguntas*, que ayuda al alumno a repasar los términos y conceptos clave, así como el material que se presenta en forma de tablas y figuras. A continuación sigue la sección de *Ejercicios relacionados*, en la que presentamos lado a lado dos ejercicios semejantes. Esos ejercicios son de conceptos y numéricos. La sección *Ejercicios adicionales* permite practicar más con los conceptos que se presentaron en el capítulo. Las preguntas y ejercicios más difíciles se marcan con un asterisco. Las respuestas de todas las preguntas y ejercicios con número par aparecen en el apéndice V.

Énfasis en los aspectos prácticos

Seguimos haciendo énfasis en los aspectos menos teóricos de la química al principio del libro, y dejamos para después la teoría por ser más abstracta. Este orden parece especialmente adecuado en un curso en el que los alumnos se encuentran por primera vez con la química. Los átomos, las moléculas y las reacciones son todos parte integral de la naturaleza química de la materia. Al comprender sólidamente esos temas, el estudiante podrá formarse un concepto y un vocabulario básico de las propiedades químicas.

El capítulo 2 presenta las matemáticas y el lenguaje básicos para los cálculos químicos, incluyendo una explicación del sistema métrico y de las cifras significativas. El capítulo 3 introduce el vocabulario de los nombres químicos, definiendo a la materia y a los sistemas de nomenclatura y clasificación de los elementos. En el capítulo 4 se presentan las propiedades químicas, o sea la capacidad que tienen las sustancias para formar otras sustancias nuevas. Después, en el capítulo 5, el alumno encontrará la historia y los vocablos de la teoría atómica básica.

Posteriormente viene la presentación de material nuevo, haciéndolo a un nivel adecuado para el estudiante novato. En el cual se hace énfasis en la nomenclatura, la composición de las sustancias y las reacciones —en los capítulos del 6 al 9—, antes de pasar a los detalles de la teoría atómica moderna. El capítulo "La tabla periódica", de la octava edición, se integró al capítulo 10, "Teoría atómica moderna", que hemos vuelto a elaborar y al capítulo 11, "Enlaces químicos". Los profesores que consideran básico aprender la teoría atómica y los enlaces desde el principio del curso, pueden pasar a los capítulos 10 y 11 inmediatamente después de estudiar el capítulo 5. Los alumnos adquirirán seguridad en su propia capacidad de identificar y trabajar las sustancias químicas en el laboratorio, antes de pasar a las abstractas teorías de la materia. Como químicos en activo que somos, encontramos pocas dificultades al relacionar la teoría con las propiedades químicas, pero los alumnos, en especial quienes no hayan tenido contacto con la química, podrán no compartir esta capacidad de relacionar lo abstracto con lo práctico. En resumen, hemos modificado todo el texto y actualizado su redacción para mejorar la claridad.

Auxiliares para el aprendizaje

Para ayudar a que el estudiante principiante adquiera la confianza necesaria para dominar el material técnico, hemos preparado y mejorado una serie de auxiliares para el aprendizaje:

- Los términos importantes se señalan en negritas, al momento de definirlas, y se ponen al margen. Esos términos también aparecen en negritas en el índice.

Términos: páginas 48 y 182

- Hay **ejemplos resueltos,** con los pasos indicados, para mostrar a los alumnos cómo se resuelve el problema, antes de pedirles atacar por sí mismos otro problema.

Ejemplos resueltos y ejercicios de práctica: páginas 16, 17, 112 y 297.

- Los **ejercicios de práctica** permiten el refuerzo inmediato para determinada habilidad descrita en los problemas de ejemplo. Las respuestas aparecen al final del capítulo, a fin de alentar al estudiante a que compruebe de inmediato su capacidad para resolver el problema.

Respuestas a los ejercicios de práctica: páginas 122 y 317.

- Hemos corregido arduamente los **ejercicios de final de capítulo,** e incluimos unos 200 ejercicios nuevos, muchos de los cuales subrayan los conceptos y sus aplicaciones. Un gran número de problemas de ediciones anteriores se abrevió.

Ejercicios de final del capítulo: páginas 80 a 82 y 140 a 144.

- Al final de cada capítulo hay una lista de **repaso de conceptos,** para guiar al alumno en la determinación de los conceptos más importantes que se describieron.

Repaso de conceptos: páginas 40 y 204.

- En el apéndice I presentamos un **repaso de matemáticas.**
- Las **unidades de medida** aparecen en formato de tabla, en los apéndices III VI.
- Las **respuestas** a las preguntas y ejercicios con número par aparecen en el apéndice V.
- **Cada capítulo comienza** con una *fotografía* en donde se relaciona el contenido del capítulo con nuestra vida diaria. Una presentación preliminar de los temas del capítulo ayuda a que el estudiante visualice los temas que se describen en él, y el párrafo introductorio relaciona, todavía más, el contenido del capítulo con la vida diaria.
- Cada capítulo contiene, cuando menos, una sección especial de **Química en acción,** donde se describe el impacto de la química sobre una diversidad de aplicaciones prácticas. Estos ensayos abarcan temas como aditivos alimenticios, buceo sin escafandra y gomas de mascar. Hay otros ensayos de este tipo donde se presenta información experimental acerca de los nuevos descubrimientos y aplicaciones químicas.

Química en acción: ve "El sabor de la química", en la página 133, y "¡Gol! una molécula esférica", en la página 227.

Novedades de esta edición

Hemos hecho varios cambios a la edición anterior, pero las características del material se han conservado. Todo el texto se revisó y se volvió a escribir para mejorar las explicaciones, y para brindar más ayuda a los estudiantes en la resolución de los problemas. Entre las características nuevas se incluyen, específicamente, las siguientes:

- Se reescribió por completo el capítulo 1, para que el alumno adquiera una mejor comprensión del proceso científico. Para ello iniciamos el curso con una descripción narrativa del descubrimiento del nitinol, al que muchas veces se le llama metal con memoria.

Nitinol, páginas 3 a 5.
Riesgos y beneficios: páginas 9 a 10.

También, en el capítulo se incluye la descripción de las conveniencias y los riesgos de la ciencia en nuestro mundo tan tecnificado.

• Todo nuevo diseño incluye un programa actualizado de ilustración y con muchas fotografías, para mejorar el aspecto visual y para resaltar las aplicaciones químicas en los negocios y en la vida.

• Las **palabras clave** se presentan en orden alfabético al final de cada capítulo, junto con el número de sección donde se explican, para ayudar al alumno en su repaso del nuevo vocabulario.

• Para que el alumno repase las palabras clave tenemos el **glosario.** Como auxiliares de aprendizaje aparecen los números de las secciones donde se describe cada término, para guiar al estudiante en su definición contextual.

Ejercicios relacionados: págs. 119-121

• Esta edición presenta, como novedad, la sección de **Ejercicios relacionados** al final de la mayoría de los capítulos. Presentamos dos ejercicios, paralelos y lado a lado, para que el alumno pueda usar el mismo método de resolución con dos conjuntos semejantes de información. En el apéndice V aparecen las respuestas a los ejercicios con número par.

Ejercicios adicionales: págs. 187-188

• Al final de la mayoría de los capítulos aparecen **Ejercicios adicionales.** Se presentan algo al azar, para que el estudiante repase el material del capítulo correspondiente.

• Se han agregado **notas al margen** para ayudar al lector a comprender los conceptos básicos y la técnica de resolución de problemas. Los cuales se distinguen para separarlos claramente del texto y de los términos de vocabulario.

• Aparecen por primera vez doce ensayos de **La química en acción**, de temas tan variados como el control del *graffiti* y el contenido graso de la comida rápida. Los demás ensayos se corrigieron y actualizaron.

• Los **pasos para la resolución de problemas** se imprimieron en gris para consultarlos con facilidad.

• Los **enunciados, ecuaciones y leyes** importantes se encerraron en recuadros y se realzaron para darles énfasis.

Auxiliares didácticos para el profesor*

A este libro acompaña el siguiente paquete de auxiliares didácticos:
El manual del profesor (Solutions Manual), para Fundamentos de Química, novena edición, por Morris Hein y Susan Arena, incluye una copia de las preguntas de examen proporcionadas electrónicamente en *EXP-Test*, hojas de ejercicios de repaso, respuestas a las preguntas de examen y respuestas a las hojas de ejercicios de repaso.

EXP-Test, que es un sistema computarizado de elaboración de exámenes, está disponible para PC de IBM o compatibles. Para Macintosh tenemos Chariot Microtest III.

* Estos materiales (en inglés) se proporcionan a profesores que usen el libro como texto. Comunicarse por e-mail a: clientes@ mail.internet.com.mx.

Las transparencias a todo color contienen las ilustraciones del texto, amplificadas para su uso en salones de clase y salas de conferencias.

Reconocimientos

Los libros son el resultado de los esfuerzos conjuntos de mucha gente, con talento y dedicación. Entre los amigos y colegas que nos ayudaron, reconocemos el entusiasmo y la energía de Connie Grosse, profesora de El Dorado High School, en Southern California, autora de los nuevos ejercicios y problemas que aparecen aquí. Gracias a Don DeCoste, de la Universidad de Illinois, por el tiempo que invirtió en leer y evaluar el manuscrito y comprobarlo, y a Iraj Behbahani, de Mt. San Antonio College, por comprobar la solución de cada una de las preguntas y ejercicios de esta edición. Estas personas nos proporcionaron ayuda y crítica constructiva durante todo el proyecto. Agradecemos los numerosos comentarios de colegas y estudiantes quienes, a través de los años, han hecho posible esta edición. Esperamos que continúen compartiéndonos sus ideas de cambio, directamente o a través de nuestra editorial.

Agradecemos especialmente el apoyo, amistad y aliento constante de nuestros consortes, Edna y Steve, quienes aguantaron muchos fines de semana perdidos, y por su paciencia y comprensión hacia las largas horas que tomó este proceso. Su optimismo y buen humor nos comunicaron una sensación de equilibrio y estabilidad emocional.

Ningún texto se puede terminar sin los incansables esfuerzos de muchos profesionales de la industria editorial. Gracias especiales al talentoso equipo de International Thomson Publishing, en especial a Jamie Sue Brooks, gerente de servicios de producción, y a Beth Wilbur, editor asociado, quienes trabajaron mucho para controlar los múltiples aspectos del proyecto. Gran parte del crédito es de Julie Kranhold, de Ex Libris, por su atención a los detalles y su persistencia para movilizar el libro a través de sus muchas etapas de producción. Fue admirable su destreza para rastrear cada cambio y para traducir a la realidad nuestras ideas de figuras y fotografías para esta edición. También, gracias especiales a Nancy Benedict, por el colorido y agradable diseño del libro. Reconocemos la ayuda de Harvey Pantzis, editor ejecutivo, y su apoyo en los momentos críticos durante el proceso de revisión. Gracias también al gran equipo de representantes de ITP-Brooks-Cole, por su interés y entusiasmo al comentar nuestro libro con profesores de todo el país.

Gracias sinceras a los revisores que tuvieron la amabilidad de leer y emitir sus comentarios profesionales: Kathleen Ashworth, de Yakima Valley Community College; a Ann Barber, de Manatee Community College; a Mark Bishop, de Monterey Peninsula College; a Eugene Boney, de Ocean County College; a John Chapin, de St. Petersburg Junior College; a William Hausler, de Madison Area Technical College; a Margaret Holzer, de la Universidad Estatal de California, en Northridge; a James Jacobs, de la Universidad de Rhode Island; a William Nickels, de Schoolcraft College; a Jeffrey Schneider, de la Universidad Estatal de Nueva York, en Oswego; a Donald Wink, de la Universidad de Illinois en Chicago, y a Donald Young, de Ashville-Buncombe Community College.

Morris Hein
Susan Arena

Acerca de los autores

Morris Hein es profesor emérito de química en el Mt. San Antonio College, donde tuvo a su cargo el curso introductorio de química. Su nombre es sinónimo de claridad y meticulosa exactitud, también es famoso por su método gradual, paso a paso, que pueden seguir los alumnos. A través de los años, más de dos millones de alumnos han usado el texto de Morris Hein. Además de *Principios de Química*, novena edición, es coautor de *College Chemistry: An Introduction to General, Organic and Biochemistry*, quinta edición, así como de *Introduction to Organic and Biochemistry*. Escribió también *Foundations of Chemistry in the Laboratory*, novena edición, y *College Chemistry in the Laboratory*, quinta edición.

Susan Arena es actualmente profesora de química general, y es directora del Programa de Méritos para Formación de Estudiantes en la Universidad de Illinois, en Urbana-Champaign. Colaboró con Morris Hein en la séptima edición de *Principios de Química* y pasó a ser coautora en la octava edición. También es coautora de *College Chemistry: An Introduction to General, Organic and Biochemistry*, quinta edición, y de *Introduction to Organic and Biochemistry*.

Educación no es cuánto has aprendido de memoria,
o aun cuánto sabes. Es ser capaz de distinguir
entre lo que sabes y lo que desconoces. Es saber
hacia dónde dirigirte para encontrar lo que
necesitas saber, y es saber cómo usar la
información una vez que la obtienes

William Feather

Química en acción

Contenido abreviado

Contenido

7 La composición cuantitativa de las sustancias 123

8 Ecuaciones químicas 145

9 Los cálculos a partir de las ecuaciones químicas 168

10 La teoría atómica moderna y la tabla periódica 189

11 Enlaces químicos y la formación de compuestos a partir de los átomos 209

12 El estado gaseoso de la materia 246

Contenido

Apéndices

Capítulo 1
Introducción a la química



La química nos ayuda a comprender la naturaleza, su belleza y su complejidad.

¿Has paseado alguna vez por un jardín en la primavera, y te has quedado asombrado con la diversidad de colores que presentan las flores? O quizá te has sentado frente a una fogata invernal, y te has fascinado contemplando las llamas. O bien recuerda cuando tiraste una botella de gaseosa al piso, dando un respiro de alivio al ver que era de plástico y no de vidrio. Todos estos fenómenos son resultados de la química y no se realizaron en un laboratorio, sino que forman parte de nuestra vida cotidiana. Los cambios químicos nos pueden proporcionar hermosos colores, calor y luz, o productos nuevos. Los químicos tratan de comprender, explicar y utilizar la diversidad de materiales que tenemos a nuestro alrededor.

1.1 ¿Por qué estudiar química?

La química es un tema que fascina a mucha gente. El conocer la composición del mundo que nos rodea puede conducirnos a idear inventos interesantes y útiles, así como a desarrollar nuevas tecnologías. Probablemente estás inscrito en este curso de química porque alguien ha considerado que es parte importante para lograr las metas en tu carrera. El campo de la química es indispensable para comprender muchos otros campos, como el de la agricultura, la astronomía, la zoología, la geología, la medicina, la tecnología aplicada a la salud, la biología, la biología molecular y la ciencia de los materiales. Aun cuando no esté dentro de tus planes trabajar en cualquiera de los campos anteriores, usarás la química es tu vida diaria, tratando de no perderle el paso a nuestro mundo tecnológico. Si aprendes los beneficios y los riesgos relacionados con las sustancias químicas serás un ciudadano informado, capaz de elegir las mejores alternativas acerca del mundo que te rodea. Al estudiar química aprenderás a resolver problemas y a comunicarte con los demás en forma organizada y lógica. Esta habilidad te ayudará tanto en tus estudios de preparatoria como en toda tu carrera.

1.2 Naturaleza de la química

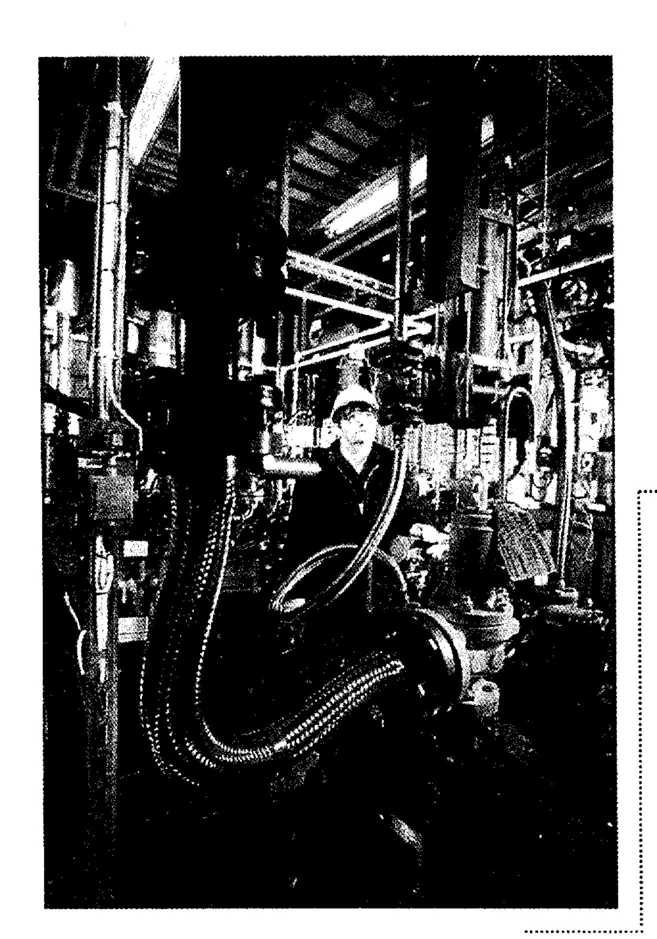
Química

Las palabras clave se hacen resaltar en negritas y en cursivas al margen, para que tengas en cuenta que se trata de términos nuevos que se definen en el texto.

¿Qué es la química? En un diccionario muy conocido encontramos la siguiente definición: "**Química** es la ciencia de la composición, estructura, propiedades y reacciones de la materia, en especial de los sistemas atómicos y moleculares". Otra definición, un poco más sencilla, es: "La química es la ciencia que estudia la composición de la *materia* y los cambios de composición que ésta sufre". Para nosotros, ninguna de estas definiciones es totalmente adecuada. La química — junto con la física, que es una ciencia muy afín— es una rama fundamental del conocimiento. La química también se relaciona estrechamente con la biología, no sólo porque los organismos vivientes están formados por sustancias materiales, sino también porque la vida misma es, en esencia, un sistema complejo de procesos químicos interrelacionados.

El ámbito de la química es extraordinariamente amplio. Abarca la totalidad del Universo y todo lo que hay en él, animado e inanimado. La química no sólo estudia la composición y los cambios de composición de la materia, sino también la energía y los cambios de energía asociados con la materia. Tratamos, mediante la química, de aprender y comprender los principios generales que rigen el comportamiento de toda la materia.

El químico, al igual que los demás científicos, observa la naturaleza y trata de comprender sus secretos: ¿Qué hace roja a una rosa? ¿Por qué el azúcar es dulce? ¿Qué sucede





El campo de la química tiene varios estratos y es complejo, como puedes ver en el trabajo de estos dos hombres. *Derecha:* Este operador químico vigila el proceso de producción de un medicamento novedoso para combatir la osteoporosis posmenopáusica, en una fábrica de Irlanda del Norte. *Izquierda:* Este químico investigador desarrolla un proceso de fabricación de una vacuna contra la hepatitis A.

cuando el acero se oxida? ¿Por qué el monóxido de carbono es venenoso? ¿Por qué envejecen las personas? Los problemas como éstos, algunos de los cuales ya hemos resuelto, son parte de lo que llamamos química.

Un químico puede interpretar los fenómenos naturales, planificar experimentos que muestren la composición y la estructura de las sustancias complejas, estudiar métodos para mejorar los procesos naturales o, en ocasiones, sintetizar sustancias desconocidas en la naturaleza. En último término, los esfuerzos de los químicos adelantan las fronteras del conocimiento y, al mismo tiempo, contribuyen al bienestar de la humanidad.

1.3 Proceso de aplicación de la química

¿Cómo descubren los químicos un compuesto nuevo, y cómo estudian su comportamiento? ¿Cómo se transforman esas nuevas sustancias en productos útiles para nuestra vida cotidiana? El "metal con memoria" es el resultado de una combinación de trabajo arduo, un accidente y de buena suerte. Esa sustancia es un material moderno con el que hoy se hacen juguetes o frenos ortodóncicos, o se emplea en el tratamiento de problemas como coágulos sanguíneos y refijación de tendones. Ninguna de estas aplicaciones estaba considerada cuando se buscaba un material nuevo. Todas ellas fueron el resultado de las investigaciones sobre las propiedades del metal con memoria y de la creatividad de las personas a quienes se encomendaron dichas investigaciones.

El descubrimiento del "metal con memoria" se inció con William J. Buehler, metalurgista físico del Laboratorio de Pertrechos Navales (NOL, *Naval Ordenance Laboratory*) en Maryland, Estados Unidos. Se le había asignado la tarea de encontrar una sustancia formada por dos o más metales, que fuera adecuada para el cono de la ojiva de los misiles de lanzamiento submarino de la armada de ese país. Buehler tenía problemas personales en esos días, y por ello se dedicó por entero a su trabajo. Incansablemente experimentó y eliminó, finalmente, todos los compuestos que había manejado, excepto doce. A continuación comenzó a medir la resistencia al impacto de éstos. Su prueba era sencilla, pero eficaz: hizo un botón del compuesto a probar, el cual golpeó con un martillo. Una de las sustancias, mezcla de 50% de titanio con 50% de níquel, tenía mayor resistencia al impacto, elasticidad, maleabilidad y resistencia a la fatiga que las demás. Buehler llamó *nitinol* a la sustancia, palabra formada por las primeras sílabas de níquel y titanio y por NOL, siglas de la dependencia para la cual él trabajaba.

Para iniciar los ensayos, Buehler y su equipo hicieron variar los porcentajes de níquel y de titanio, y así determinar el efecto que tiene la composición sobre las propiedades del compuesto. Hicieron varias barras en un horno y, después de enfriarlas, las pulieron con un esmeril de banco. Accidentalmente Buehler dejó caer una de ellas y notó que el sonido del golpe era débil, casi como el de una barra de plomo. Ello alentó su curiosidad y se dedicó a dejar caer otras barras. Para su sorpresa, notó que las barras enfriadas emitían un sonido ahogado, mientras que las barras calientes sonaban como campanas. Fascinado, comenzó a recalentar y enfriar barras, y descubrió que el sonido cambiaba siempre entre apagado (en frío) y como campana (en caliente); estas variaciones indican que la estructura atómica del metal cambia.

Durante una revisión del proyecto en el NOL, Buehler demostró la resistencia del nitinol a la fatiga, doblando un fleje de alambre como acordeón. Lo pasó de un directivo a otro, quienes lo flexionaron y lo enderezaron. Uno de ellos quiso ver qué sucedería al calentarlo y mantenerlo en una llama. Para asombro de todos los presentes, se enderezó por completo. Buehler reconoció que este comportamiento estaba relacionado con los distintos sonidos producidos al calentar o enfriar el nitinol.



Este filtro de nitinol puede atrapar coágulos sanguíneos potencialmente fatales. Al enfriarlo por debajo de la temperatura del organismo, puede aplastarse formando un haz recto de alambre. A continuación, con cirugía menor, se introduce en una vena grande, donde se desdobla en la forma que vemos cuando alcanza la temperatura del organismo.

Buehler contrató a Frederick Wang, cristalógrafo, para que definiera las propiedades "mnemotécnicas" del metal. Wang determinó los cambios de estructura atómica que proporcionan la característica única de memoria al nitinol; estos cambios implican el rearreglo de la posición de partículas dentro del sólido. Conocemos bien los pasos de sólido a líquido o líquido a gas (por ejemplo, en el agua hirviente o en la congelación), pero el mismo tipo de cambios puede ocurrir entre dos sólidos. En el caso del nitinol se debe definir una *forma primitiva*, que es aquélla a la que uno desea que regrese el metal. Para fijarla se debe calentar el nitinol. Aparentemente no hay cambios, pero cuando se enfría los átomos se reordenan en el sólido, con una estructura ligeramente distinta. Así, siempre que se calienta el nitinol, los átomos se reacomodan entre sí y regresan a la estructura necesaria para producir la forma primitiva.

A continuación, Buehler y Wang se dieron a la tarea de pasar, con el nitinol, del mundo experimental del laboratorio al mundo comercial de las aplicaciones. Para finales de los años sesenta, el nitinol ya se usaba en la industria aeronáutica para acoplamientos de tubería.

En 1968, George Andreason, dentista, comenzó a experimentar el uso del nitinol en su taller metalúrgico donde fabricaba, como pasatiempo, joyería. Formó un alambre delgado que pudo moldear para acomodarse a la forma de la boca de un paciente (la *forma primitiva*), que al enfriarse se podía doblar para ajustarse a los dientes desalineados. Cuando se calentaba a la temperatura del organismo, ejercía una presión leve, pero constante, sobre los dientes. Esto significó un gran avance en ortodoncia, porque redujo a la mitad el tiempo de tratamiento en comparación con el empleo de los frenos de acero.



William Buehler demostrando las propiedades únicas del nitinol en el Laboratorio de Pertrechos Navales (NOL), en Estados Unidos, en 1969.

El doctor Wang salió del NOL en 1980, para convertirse en proveedor de nitinol de muchos fabricantes que deseaban adquirir este nuevo metal para artículos como armazones de lentes capaces de resistir grandes maltratos (por ejemplo, doblarlos, sentarse sobre ellos o torcerlos) y regresar a su forma original; o dispositivos protectores contra quemaduras, para regaderas y grifos, que cerraran automáticamente el agua cuando su temperatura llegara a 49 °C, o para juguetes como carteles destellantes o dinosaurios que mueven la cola.

El empleo del nitinol es variado y crece día con día. Hoy se aplica mucho en medicina, ingeniería y seguridad, en utensilios caseros y hasta en la fabricación de ropa íntima, para el armazón de sostenes. El nitinol fue el primero de los materiales "inteligentes" que reaccionan a cambios en su ambiente.

1.4 El método científico

La historia del nitinol es un ejemplo de cómo los químicos se organizan con otros científicos para resolver un problema específico. Químicos, metalurgistas, físicos, ingenieros y, en general, una gran diversidad de técnicos intervinieron en el desarrollo del nitinol. Cuando los científicos estudian algo se hacen muchas preguntas, que con frecuencia los conducen por direcciones que no son parte del problema original. Los espectaculares avances de la química y la tecnología son, casi siempre, el resultado de aplicar el método científico. Aunque no existe por completo un acuerdo acerca de lo que significa exactamente "método científico" la línea general es la siguiente:

1. **Recopilar los hechos o los datos** que sean relevantes al problema o preguntar qué se está tratando. Esto se lleva a cabo, generalmente, mediante experimentos planeados. Los datos se analizan para determinar tendencias o comportamientos regulares que sean importantes en el problema. En la historia del nitinol, Buehler comparaba las propiedades de diversas sustancias hasta que llegó a seleccionar al nitinol. También investigó las propiedades del nitinol, incluyendo su capacidad de producir sonidos distintos cuando estaba caliente y cuando estaba frío, así como su propiedad única de regresar a su forma original.
2. **Formular una hipótesis** que explique los datos que se han acumulado y que se pueda demostrar mediante más experimentos. Wang y Buehler investigaron las propiedades y propusieron una hipótesis acerca de las dos fases del nitinol. Las pruebas posteriores demostraron la validez de su modelo.
3. **Planear y efectuar más experimentos para demostrar la hipótesis.** El grupo que realizó las investigaciones sobre el nitinol continuó sus pruebas hasta haber comprendido bien el mecanismo de transformación.
4. **Modificar la hipótesis lo necesario** para que sea compatible con todos los datos pertinentes.

A veces se confunden los significados exactos de las palabras *hipótesis, teoría y ley.* Una **hipótesis** es una explicación tentativa de ciertos hechos, que constituye la base de los experimentos posteriores. Una hipótesis bien fundamentada se llama, con frecuencia, **teoría.** Así, una teoría es una explicación de los principios generales de ciertos fenómenos, con mucha evidencia o hechos que la respaldan. Las hipótesis y las teorías explican fenómenos naturales, mientras que las **leyes científicas** son enunciados concretos de fenómenos naturales, de los que no se conoce excepción alguna bajo las condiciones dadas.

Aunque los cuatro pasos mencionados arriba describen ampliamente el procedimiento general que se sigue en casi todo el trabajo científico, no son una receta para desarrollar la química ni ninguna otra ciencia (Fig. 1.1). Pero la química es una ciencia experimental, y gran parte de su avance se debe a la aplicación del método científico, mediante investigaciones sistemáticas.

En química se estudian muchas teorías y leyes, lo que facilita el estudio de cualquier ciencia, porque ellas resumen los aspectos particulares de esas ciencias. Algunas de las teorías propuestas por los grandes científicos del pasado han sufrido muchas modificaciones. Esto no significa que los descubrimientos hechos en el pasado hayan sido menos importantes que en la actualidad. Modificar las teorías actuales a la luz de los nuevos hechos experimentales, es esencial para el crecimiento y la evolución del conocimiento científico.

1.5 Relación de la química con las demás ciencias y con la industria

Además de ser ciencia por derecho propio, la química sirve a otras ciencias y a la industria. Los principios químicos contribuyen al estudio de la física, la biología, la agricultura, la ingeniería, la medicina, la investigación espacial, la oceanografía y muchas otras ciencias. La química y la física son ciencias que se traslapan, porque ambas se basan en las propiedades y el comportamiento de la materia. Los procesos biológicos son de naturaleza química. El metabolismo mediante el cual los alimentos producen energía en los organismos vivos, es un proceso químico. El conocimiento de la estructura molecular de las proteínas, las hormonas, las enzimas y los ácidos nucleicos es de gran ayuda para los biólogos en su investigación de la composición, el desarrollo y la reproducción de las células vivas.

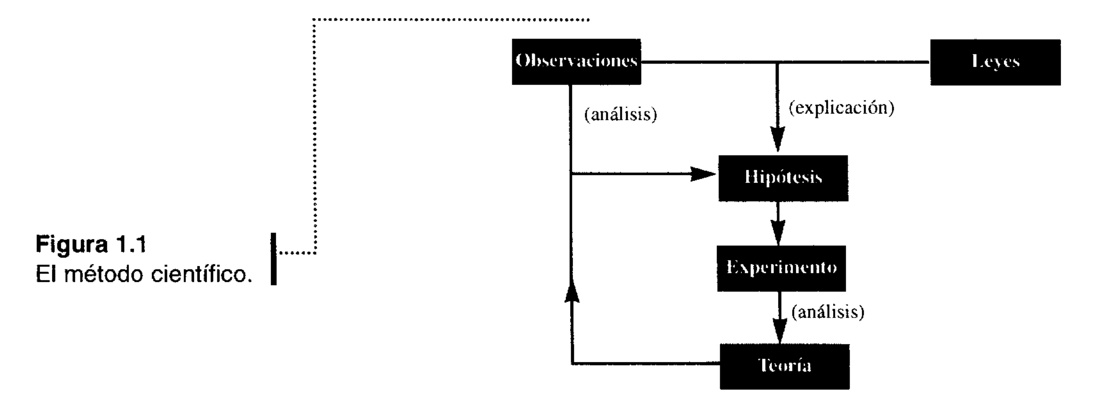


Figura 1.1
El método científico.

La química desempeña un papel importante en la lucha contra la escasez mundial de alimentos. La producción agrícola ha crecido gracias al empleo de fertilizantes y plaguicidas químicos, así como por el uso de variedades mejoradas de semillas. Los refrigerantes químicos hacen posible la industria de los alimentos congelados, donde se conservan grandes cantidades de materiales que, de otro modo, se echarían a perder. De igual manera, con la química se producen nutrientes sintéticos, aunque falta mucho por hacer, pues la población mundial crece más en comparación con el terreno disponible para el cultivo. Las crecientes necesidades energéticas han ocasionado graves problemas ambientales, como la contaminación del aire y del agua. Los químicos y demás científicos deben trabajar con diligencia para aliviar esos problemas.

Los adelantos en medicina y en quimioterapia, mediante el desarrollo de nuevos medicamentos, han contribuido a alargar la vida y a aliviar el sufrimiento humano. Más del 90% de los medicamentos y productos farmacéuticos que se usan hoy en casi todo el mundo se han desarrollado comercialmente tan solo en los últimos 50 años. La industria de los plásticos y los polímeros —desconocida hace 60 años— ha revolucionado a las industrias tex-

til y del empaque; actualmente se producen, gracias a los plásticos, materiales de construcción más duraderos y útiles. La energía producida en procesos químicos se usa en los sistemas de calefacción, alumbrado y en transportes. Casi todas las industrias dependen de sustancias químicas; por ejemplo, las del petróleo, acero, caucho, productos farmacéuticos, electrónica, transporte, de cosméticos, espacial, de los plásticos, del vestido, aeronáutica y de la televisión.

Con cierta frecuencia, las personas ajenas a la ciencia tienen la sensación de que ésta es un campo preponderantemente lógico. Se imaginan que el químico, todo de blanco, pasa de la hipótesis al experimento y a las leyes, sin errores ni emociones. Pero muchas veces los descubrimientos científicos son resultado de muchos ensayos de prueba y error. En la historia del nitinol se descubrió la naturaleza mnemotécnica del material porque alguien quiso saber qué sucedería al aplicar una llama al nitinol comprimido. La creatividad de Buehler, su perspicacia y su capacidad de relacionar este descubrimiento accidental con sus experimentos le permitieron hallar la conexión. Este es un ejemplo excelente de lo que en la ciencia se llama "azar afortunado". Buehler buscaba un material que pudiera usar como cono de ojiva en los misiles, pero los resultados de sus experimentos fueron muy inesperados. Él y sus colegas descubrieron un material con aplicaciones en la medicina, la ingeniería y la vida diaria.

También, la historia del nitinol es un ejemplo de que los científicos no trabajan solos en sus laboratorios. A Buehler, un ingeniero, se le unieron Wang, un cristalógrafo, y muchos otros químicos, ingenieros, dentistas y médicos, para desarrollar las aplicaciones del nitinol. Cada uno contribuyó con algo para formar el conjunto de los conocimientos relacionados con el nitinol. La química es un campo en el que el trabajo en equipo y la cooperación desempeñan un papel vital para comprender los sistemas complejos.



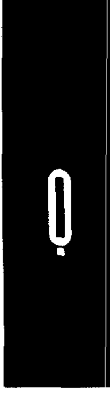
El análisis del ADN juega un papel cada día más importante en campos como la genética, el control de las enfermedades y el combate a la delincuencia.

1.6 Riesgos y beneficios

La historia del nitinol sólo es un ejemplo de los diversos y abundantes problemas que afrontamos en la actualidad, para cuya solución necesitamos de la ciencia. Casi todos los días leemos u oímos historias como:

- El desarrollo de una vacuna contra el SIDA.
- La prohibición del uso de herbicidas o plaguicidas.
- El análisis del ADN para determinar enfermedades genéticas o padres biológicos, o para encuadrar a un criminal en la escena del crimen.
- La eliminación del asbesto en los edificios públicos.
- La remoción del plomo en el agua potable.
- El peligro del ratón en nuestros hogares.
- El calentamiento global.
- El agujero en la capa de ozono.
- Los riesgos relacionados con el café, la margarina, las grasas saturadas y otros alimentos.
- La quema de los bosques tropicales, y su efecto sobre la ecología mundial.

¿Cuál de estos riesgos representa un peligro real para nosotros, y cuál no es un problema grave? Conviviremos con todos ellos durante muchos años y surgirán otros que se agregarán a la lista. En cualquier lugar donde vivamos y cualquiera que sea nuestra ocupación, estaremos expuestos, cada uno y diariamente, a las sustancias químicas y a amenazas químicas. La pregunta que debemos contestar es: ¿son los riesgos más importantes que los beneficios?



QUÍMICA EN ACCIÓN

La casualidad en la ciencia

En el mundo de la química, los descubrimientos son realizados casi siempre por personas que aplican el método científico en su trabajo. A veces se llega, por suerte o por una casualidad afortunada, a realizar descubrimientos importantes. Pero aun cuando intervenga el azar o casualidad afortunada, es más probable que un descubrimiento lo haga alguien que tenga amplios conocimientos del campo. Louis Pasteur lo resumió al afirmar, hace mucho: "la suerte favorece a la mente preparada". La casualidad afortunada puede conducirnos, muchas veces, a campos completamente nuevos de la ciencia y la tecnología.

La industria de los colorantes artificiales comenzó en 1856, cuando William Perkin, estudiante de 18 años del Colegio Real de Química, en Londres, trataba de sintetizar la quinina, medicamento para combatir la malaria. Hizo reaccionar dos sustancias, el sulfato de anilina con el dicromato de potasio, y obtuvo una pasta negra. Extrajo (*disolvió y filtró*) esa pasta con alcohol y al evaporar el alcohol quedaron cristales violeta que al disolverlos en agua, produjeron una bella solución color púrpura. Quedó tan contento con el color, que comenzó a investigar la solución; a continuación determinó que el color púrpura tenía gran afinidad hacia la seda. Había descubierto el primer colorante sintético de anilina. Al visualizar las posibilidades comerciales de inmediato dejó la escuela y, con su padre y un hermano mayor, se inició en el negocio de fabricación del colorante. Ese colorante, que hoy se conoce como malva, tuvo un éxito inmediato e inspiró más investigaciones en toda Europa. Para 1870 se podían comprar telas con más colores y con mayor brillantez, como nunca antes se conocieron al emplear los colorantes naturales.

Descubrimiento de los edulcorantes artificiales

Edulcorante	Fecha	Descubridor
Sacarina	1878	I. Remsen y C. Fahlberg
Ciclamato	1937	M. Sveda
Aspartame	1965	J. Schlatter

Otro producto resultado de la "suerte", más reciente, también originó una multimillonaria industria (ve la tabla). En 1965, James Schlatter se dedicaba a la investigación de sustancias para la elaboración de medicamentos contra la úlcera, para la empresa G. D. Searle. Durante su trabajo y por accidente, ingirió una pequeña cantidad de lo que preparaba y, para su asombro, tenía un sabor dulcísimo. (*Nota:* es muy peligroso probar las sustancias químicas en cualquier laboratorio). Ya purificada, la dulce sustancia se llamó aspartame, molécula formada por dos aminoácidos unidos entre sí. Como sólo se necesita una cantidad pequeñísima para endulzar, demostró ser un excelente edulcorante (endulzante) artificial, bajo en calorías. Hoy, el aspartame se consigue con los nombres de "Equal" y "Nutrasweet", siendo piedra angular de la industria de los edulcorantes artificiales.



La gran variedad de hermosos colores que puedes encontrar en cualquier tienda de telas, se debe al uso de los colorantes sintéticos, mismos que hemos venido usando durante más de 100 años.

La *evaluación del riesgo* es un proceso que reúne a profesionistas de la química, biología, toxicología y estadística, con objeto de determinar el riesgo asociado con la exposición a determinada sustancia química. Para evaluar el riesgo se debe determinar al mismo tiempo la probabilidad de exposición y la gravedad de la misma. Una vez hecho lo anterior, se puede determinar un estimado del riesgo general. Se ha demostrado, con estudios, cómo la gente percibe distintos riesgos. La percepción de un riesgo depende de ciertos factores muy interesantes. Los riesgos voluntarios, como fumar o volar, se aceptan con mucha mayor facilidad que los involuntarios, como los herbicidas en las manzanas, o el asbesto en la construcción. También muchas veces las personas llegan a la conclusión de que cualquier cosa "sintética" es mala, mientras que cualquier cosa "orgánica" es buena. La evaluación de riesgos puede dar información acerca del grado de riesgo, pero no acerca de si la sustancia es "segura." La seguridad es un concepto cualitativo, que se basa en muchos factores personales que incluyen las creencias, las preferencias, los beneficios y los costos.

Una vez evaluado un riesgo, el paso siguiente es su manejo. En ello intervienen la ética, la economía y la equidad, así como el gobierno y la política. Por ejemplo, los científicos califican como de bajo riesgo ciertas cosas (como el uso del asbesto en la construcción), pero el público en general las califica como de alto riesgo. Esta inconsistencia puede ser la causa de un gasto de muchos millones para apartar cierta amenaza percibida por el público, que es mucho menor de la que se imagina.



El asbesto, que alguna vez se usó demasiado como material de construcción, fue prohibido en Estados Unidos en 1986, por la EPA (Agencia de Protección Ambiental, *Environmental Protection Agency*) por ser peligroso para la salud. Hoy nos preocupa mucho la eliminación de este material de nuestros hogares y nuestros edificios públicos.

El control o manejo de riesgos implica juicios de valor que integran asuntos sociales, económicos y políticos. Se deben sopesar esos riesgos, comparándolos con los beneficios de la tecnología y los productos nuevos, a fin de llegar a las decisiones que se requieren en el hogar, en nuestras comunidades y en todo el mundo. La evaluación de riesgos y el manejo de riesgos, se usan para decidir la compra de determinado producto, como un plaguicida, la ingestión de determinado medicamento (como un analgésico) o comer ciertos alimentos

(como *hot dogs*). Debemos tener claro que nunca podremos eliminar todos los riesgos. Nuestra meta es reducir al mínimo los riesgos innecesarios y tomar decisiones con responsabilidad en cuanto a los riesgos en nuestras vidas y en nuestro ambiente.

Las teorías y los modelos que se emplean en la evaluación de riesgos se basan en los conceptos aprendidos en la química; se basan en hipótesis y, por consiguiente, contienen incertidumbres. Cuando mejores tu comprensión de los conceptos de la química podrás comprender mejor las posibilidades y las limitaciones de la ciencia. Entonces podrás cuestionar, racionalmente, el proceso de evaluación del riesgo y tomar las decisiones que te conduzcan a una mejor comprensión de nuestro mundo y de nuestras responsabilidades hacia los demás.

Palabras clave

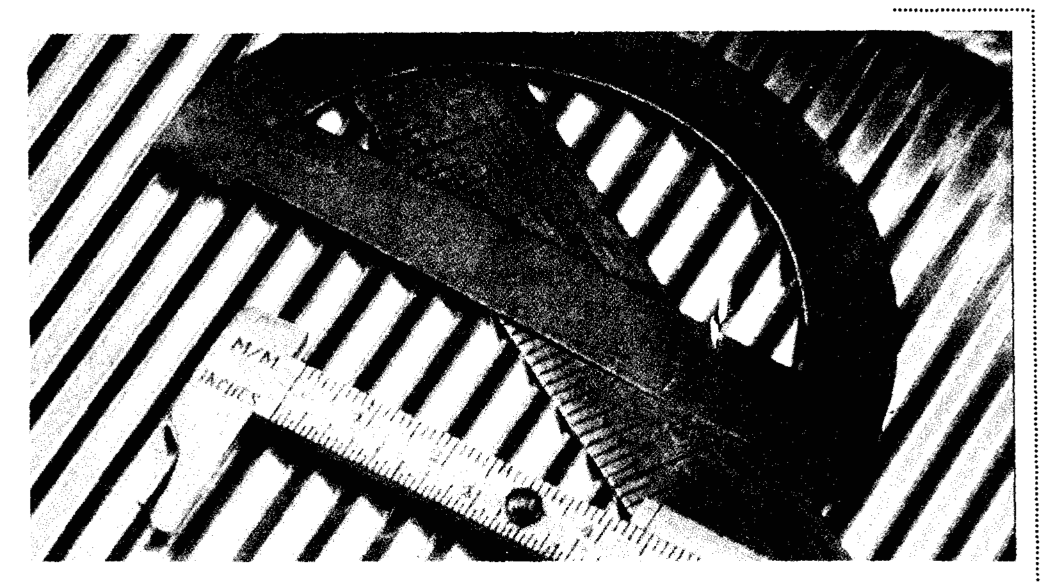
Todos los términos que se citan a continuación se definieron a lo largo de este capítulo. Después de cada uno aparece el número de la sección donde se explica.

Estos términos también se encuentran en el glosario.

química (1.2)
hipótesis (1.4)
leyes científicas (1.4)
teoría (1.4)

Capítulo 2

Los estándares de medición



Los instrumentos de medición son de varias formas y tamaños; todos ellos son necesarios para hacer que los componentes de cualquier producto puedan ajustarse entre sí; también nos permiten cuantificar nuestro mundo.

Hacer un experimento químico se parece mucho a cocinar. Es importante saber los ingredientes y *también* las cantidades de cada uno para preparar un platillo sabroso. Para reparar tu automóvil necesitas herramientas especiales de tamaños exactos. La compra de tapices y cortinas nuevas es un ejercicio de medición precisa y exacta para obtener buenos ajustes. Una pequeña diferencia en la concentración o cantidad de un medicamento preparado en la farmacia puede producir grandes efectos en tu bienestar. En todos estos casos, la base del éxito es la posibilidad de medir con exactitud, así como un buen uso del lenguaje y los números. En química, comenzaremos aprendiendo el sistema métrico con las unidades adecuadas para medir la masa, longitud, volumen y la temperatura.

2.1 Masa y peso

La química es una ciencia experimental. Casi siempre, los resultados de los experimentos se determinan efectuando mediciones. En los experimentos elementales, lo que se mide mucho son la masa, la longitud, el volumen, la presión, la temperatura y el tiempo. Quizá también se requiera medir cantidades eléctricas y ópticas cuando el trabajo experimental sea más complicado.

masa

Aunque la masa y el peso muchas veces se usan en forma indistinta, las dos palabras significan cosas diferentes. La **masa** de un cuerpo se define como la cantidad de materia contenida en ese cuerpo. La masa de un objeto es una cantidad fija e invariable, independiente del lugar que ocupa el objeto. Se puede medir en una balanza, comparándola con otras masas conocidas.

Un ejemplo cotidiano de una balanza es un sube y baja con niños, como el que se

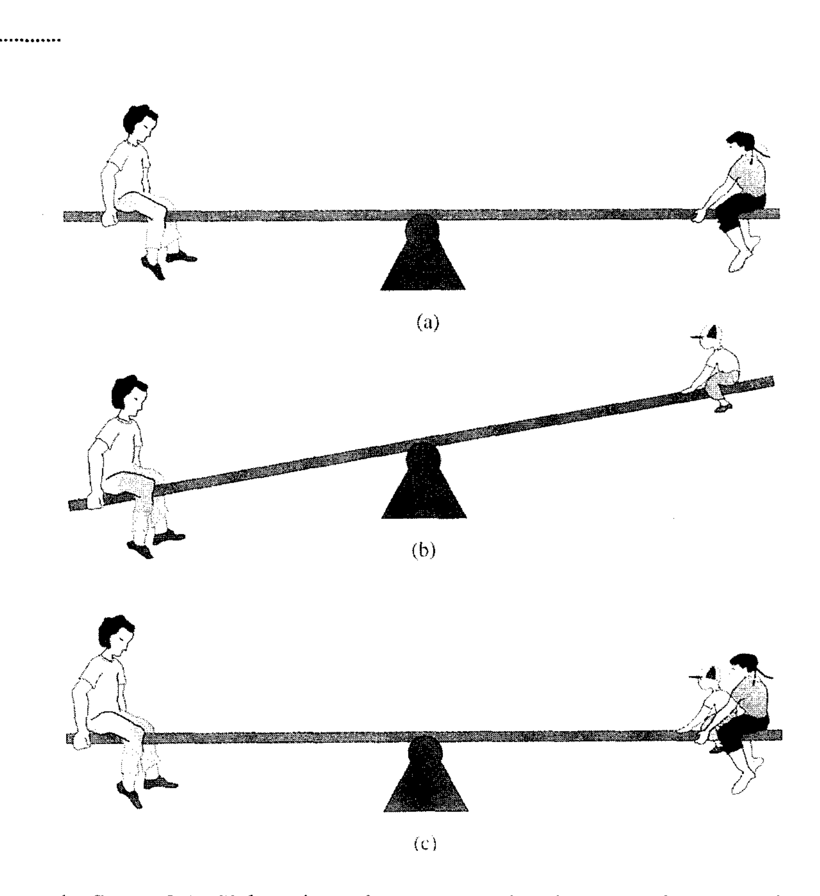


Figura 2.1
Nuestras primeras experiencias en cuanto a balanceo las tuvimos cuando jugábamos en el sube y baja.

peso



Figura 2.2
Para pesar el oro se usa una balanza de aquilatador.

muestra en la figura 2.1. Si los niños tienen masas iguales y se sientan en los extremos opuestos, el sube y baja se equilibra (Fig. 2.1a). Si uno de ellos es más pesado que el otro, el sube y baja desciende del lado del niño más pesado (Fig. 2.1b). Para equilibrar el sube y baja se debe agregar masa adicional al lado del niño más ligero (Fig. 2.1c). Otro ejemplo común de balanza lo vemos en la figura 2.2. Es una balanza como las que usaron los aquilatadores durante la fiebre del oro, para determinar la masa de oro que les llevaban los gambusinos. Ponían el oro en uno de los platillos, y pesas de masa conocida en el otro para nivelar entre sí los platillos. En la figura 2.5 de la página 28, podemos ver algunas de las balanzas modernas.

El **peso** de un cuerpo es la medida de la atracción gravitacional terrestre hacia el cuerpo. La medición del peso se realiza con un instrumento llamado báscula, que mide la fuerza ejercida sobre un resorte. A diferencia de la masa, el peso sí varía en función de la posición del objeto en la Tierra, o de su distancia a la misma.

Imaginemos que un astronauta de 70.0 kg de masa sale disparado hacia una órbita. En el instante anterior del despegue, el peso del astronauta también es de 70.0 kilogramos. Al aumentar la distancia del cohete a la Tierra, éste se enfila hacia su órbita y disminuye la atracción gravitacional sobre el cuerpo del astronauta, hasta llegar a un estado de ingravidez (peso cero). Sin embargo, la masa de su cuerpo permaneció constante en 70.0 kilogramos durante todo el trayecto.

2.2 Medición y cifras significativas

Para comprender ciertos aspectos de la química es necesario formular y resolver problemas. Para resolverlos se necesita comprender las operaciones matemáticas elementales con las que

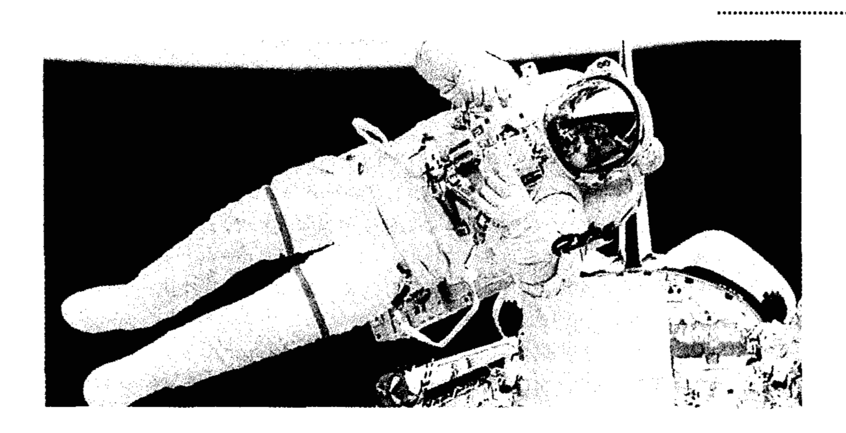
se manipulan los números. Los valores o datos numéricos se obtienen con mediciones que se efectúan en un experimento. Un químico puede usar esos datos para calcular el grado de los cambios físicos y químicos que suceden en las sustancias que estudia. Con los cálculos adecuados se pueden comparar los resultados de un experimento con los de otros experimentos, para resumirlos en formas que tengan sentido.

El resultado de una medición se expresa con un valor numérico junto con una unidad de medida. Por ejemplo,

valor numérico
70.0 kilogramos = 154 libras
unidad

Los números que obtenemos al medir nunca son exactos. Siempre tienen cierto grado de incertidumbre a causa de las limitaciones del instrumento de medición y de la habilidad de quien efectúa el experimento. El valor numérico obtenido con una medición debería proporcionar cierto indicio de su confiabilidad, o precisión. Para expresar que la precisión es máxima, ese número debe mostrar todos los dígitos que se conozcan, y además uno que se haya estimado. Este dígito estimado, que es el último, introduce cierta incertidumbre. A causa de esta incertidumbre, todo número que expresa una medición puede tener sólo una cantidad limitada de dígitos. A estos dígitos, que se usan para expresar una cantidad medida, se les llama **cifras significativas** o **dígitos significativos.**

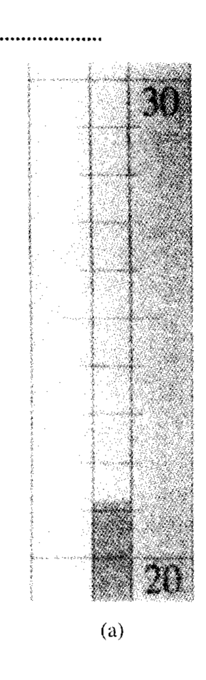
cifras significativas



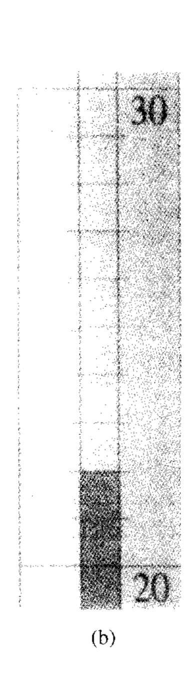
Este astronauta flota a unas 130 millas náuticas de la superficie terrestre, y ha llegado a la ingravidez aun cuando la masa de su organismo permanece constante.

Imaginemos que estamos midiendo la temperatura con un termómetro marcado en grados, y observamos que el mercurio se detiene entre 21 y 22 (ve la Fig. 2.3a). Con ello sabemos que la temperatura es, cuando menos, de 21 grados, y también que es menor que 22 grados. Para expresar esa temperatura con mayor precisión, estimamos que el mercurio está, aproximadamente, a dos décimas de la distancia entre 21 y 22. Por consiguiente, la temperatura es de 21.2 grados. El último dígito, que es 2, tiene cierta incertidumbre por ser valor estimado. Se dice que la temperatura que anotamos, de 21.2 grados, tiene tres cifras significativas. Si el mercurio se hubiera detenido exactamente en el 22 (como en la figura 2.3b), la temperatura anotada sería 22.0 grados. El cero se agrega para indicar que se estimó la temperatura con una décima de grado de precisión. Por último, veamos la figura 2.3c. En este termómetro, la temperatura marcada es de 22.11 °C (que son cuatro cifras significativas). Como el termómetro está dividido en décimas de grado, el primer dígito estimado pertenece a las centésimas.

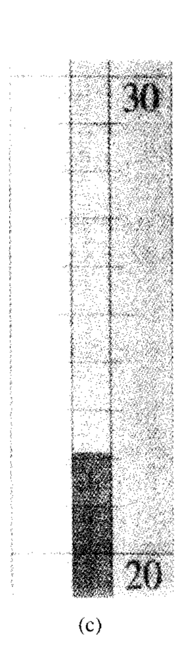
Hay números que son exactos y que tienen una cantidad infinita de cifras significati-



(a)



(b)



(c)

Figura 2.3
Medición de temperatura con diversos grados de precisión.

vas. Estos números están presentes en las operaciones sencillas de conteo. Cuando contamos 25 pesos es que tenemos exactamente 25 pesos. Los números definidos, como 100 centímetros en 1 metro, 60 minutos en 1 hora o 12 pulgadas en 1 pie, también son números exactos. Los números exactos no tienen incertidumbre.

Evaluación del cero

En cualquier medida, todos los números distintos de cero son significativos. Sin embargo, los ceros pueden ser significativos o no, dependiendo de su posición en el número. A continuación presentamos algunas reglas para determinar cuándo el cero es significativo.

Debes memorizar las reglas para las cifras significativas, porque las usarás en todo el libro.

1. Los ceros colocados entre dígitos distintos de cero son significativos:
   205 tiene tres cifras significativas.
   2.05 tiene tres cifras significativas.
   61.09 tiene cuatro cifras significativas.
2. Los ceros que preceden al primer dígito distinto de cero no son significativos. Estos ceros se usan para ubicar un punto decimal:
   0.0025 tiene dos cifras significativas: 2 y 5.
   0.0108 tiene tres cifras significativas: 1, 0 y 8.
3. Los ceros al final de un número que tiene punto decimal sí son significativos:
   0.500 tiene tres cifras significativas: 5, 0 y 0.
   25.160 tiene cinco cifras significativas.
   3.00 tiene tres cifras significativas.
   20. tiene dos cifras significativas.
4. Los ceros ubicados al final de un número sin punto decimal no son significativos:
   1000 tiene una cifra significativa.
   590 tiene dos cifras significativas.

Una forma de indicar que esos ceros son significativos es escribir el número usando un punto decimal y una potencia de 10. Así, si se hubiera determinado el valor de 1000 con cuatro cifras significativas, se escribiría en la forma 1.000×10^3. Si 590 sólo tuviera dos cifras significativas se podría escribir en la forma 5.9×10^2.

Práctica 2.1

¿Cuántas cifras significativas tiene cada uno de los números siguientes?

(a) 4.5 pulgadas
(b) 3.025 pies
(c) 125.0 metros
(d) 0.001 milla
(e) 25.0 gramos
(f) 12.20 litros
(g) 100 000 personas
(h) 205 pájaros

Las respuestas a los ejercicios de práctica están al final de cada capítulo.

2.3 Redondeo de números

Con frecuencia, en los cálculos obtenemos respuestas que tienen más dígitos que los que podemos usar con certeza. Por consiguiente, es necesario eliminar las cifras no significativas y expresar la respuesta con la cantidad correcta de cifras significativas. Cuando se eliminan dígitos de un número, se determina el valor del último dígito que se conserva mediante una operación llamada **redondeo de números.** Para efecto de este libro, usaremos dos reglas para redondear números:

redondeo de números

Regla 1 Cuando el primer dígito que sigue a los que deseas conservar es 4 o menor, se eliminan ese dígito y todos los que estén a su derecha. El último dígito conservado no cambia. Los ejemplos siguientes están redondeados a cuatro dígitos:

74.693 = 74.69 (Se elimina este dígito.)

1.00629 = 1.006 (Se eliminan estos dos dígitos.)

No siempre se emplean las mismas reglas para el redondeo. Investiga, con tu profesor, si usa alguna variación a las que mencionamos aquí.

Regla 2 Cuando el primer dígito que sigue a los que deseas conservar es 5 o mayor, se eliminan ése y los demás que haya a la derecha, y se suma 1 al último dígito conservado. Los ejemplos siguientes están redondeados a cuatro cifras significativas:

1.026868 = 1.027 (Se eliminan estos tres dígitos. Este dígito cambia a 7.)

18.02500 = 18.03 (Se eliminan estos tres dígitos. Este dígito se cambia a 3.)

Práctica 2.2

Redondea los números siguientes a la cantidad de cifras significativas indicada:

(a) 42.246 (a cuatro dígitos)
(b) 88.015 (a tres dígitos)
(c) 0.08965 (a tres dígitos)
(d) 0.08965 (a dos dígitos)
(e) 225.3 (a tres dígitos)
(f) 14.150 (a tres dígitos)

$12.899 = 12.90$

Se elimina este dígito.

Estos dos dígitos se transforman en 90.

2.4 Notación científica

Se estima que la edad de la Tierra es de unos 4 500 000 000 (4.5 miles de millones) de años. Como se trata de un valor estimado, digamos que hasta el 0.1 mil millones de años, sólo se justifica que usemos dos cifras significativas para expresarlo. Por ello lo escribiremos usando potencias de 10, en la forma 4.5×10^9 años.

notación científica

En química, se usan con frecuencia los números muy grandes y muy pequeños y se pueden simplificar y escribir cómodamente empleando una potencia de 10. Cuando escribimos un número como potencia de 10 usamos lo que se llama **notación científica.**

Los ejemplos te muestran las técnicas para la resolución de problemas, explicadas paso por paso. Estudia cada uno y después intenta resolver los ejercicios de práctica.

Para escribir un número en notación científica se recorre el punto decimal, en el número original, de tal modo que quede después del primer dígito distinto de cero. Este número nuevo se multiplica por 10 elevado a la potencia (exponente) adecuada. La potencia de 10 es igual a la cantidad de lugares que hemos movido el punto decimal. Si se movió hacia la izquierda, la potencia de 10 será un número positivo. Si el punto decimal se movió hacia la derecha, la potencia de 10 será un número negativo.

La notación científica de un número es el número escrito en forma de factor, cuyo valor queda entre 1 y 10, multiplicado por 10 elevado a una potencia. Por ejemplo,

2468	=	2.468×10^3
número		el número en notación científica

Ejemplo 2.1

Escribe 5283 en notación científica.

Solución

5283. (3) Coloca el punto decimal entre el 5 y el 2. Como se recorrió tres lugares hacia la izquierda, la potencia de 10 será 3, y el número 5.283 se multiplica por 10^3.

5.283×10^3

Ejemplo 2.2

Escribe 4 500 000 000 en notación científica, con dos cifras significativas.

Solución

4 500 000 000. (9) Coloca el punto decimal entre el 4 y el 5. Como tuviste que recorrerlo nueve lugares hacia la izquierda, la potencia de 10 será 9, y el número 4.5 se multiplica por 10^9.

4.5×10^9

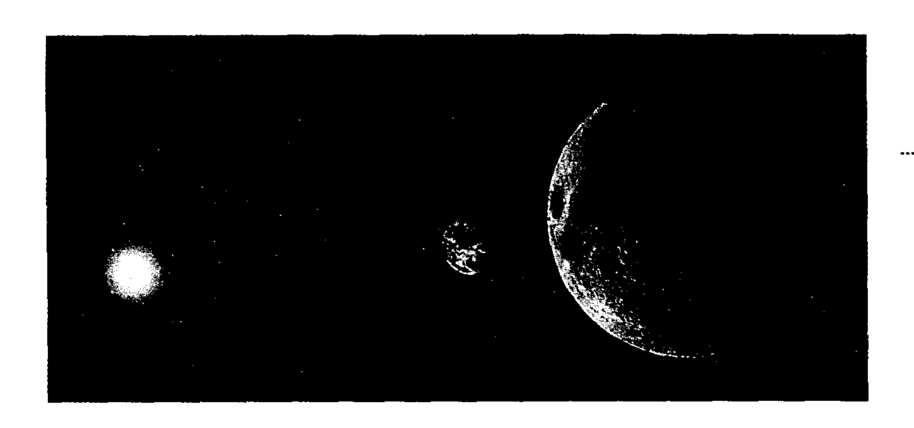
Ejemplo 2.3

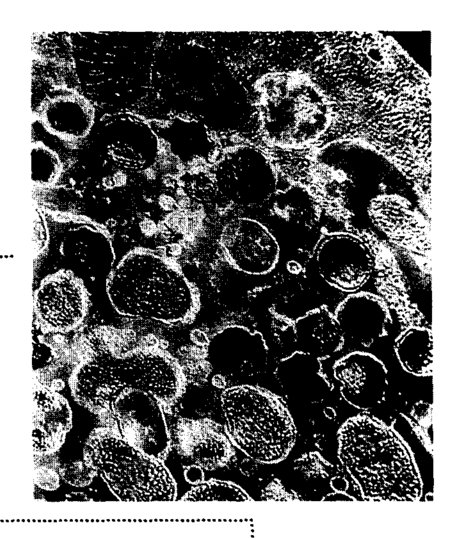
Escribe 0.000123 en notación científica.

Solución

0.000123 (4) Coloca el punto decimal entre el 1 y el 2. Como tuviste que recorrerlo cuatro lugares hacia la derecha, la potencia de 10 será -4, y el número 1.23 se multiplica por 10^{-4}.

1.23×10^{-4}





Izquierda: Muchas veces, las distancias entre los cuerpos celestes son tan grandes que se deben expresar en notación científica.
Derecha: Por otro lado, estas bacterias *Chlamydia* son tan pequeñas que se necesitan grandes aumentos (18 000 X) para verlas.

Práctica 2.3

Escribe los números siguientes en notación científica:

(a) 1200 (con cuatro dígitos)
(b) 6 600 000 (con dos dígitos)
(c) 0.0468
(d) 0.00003

2.5 Las cifras significativas en los cálculos

Los resultados de un cálculo basado en mediciones no pueden tener mayor precisión que la de la medición menos precisa.

Con tu calculadora comprueba los cálculos de los ejemplos. Compara tus resultados para asegurarte que has entendido las operaciones aritméticas.

Multiplicación o división

En los cálculos en que intervienen la multiplicación o la división, la respuesta debe tener la misma cantidad de cifras significativas que la de la medición con menor cantidad de cifras significativas. Revisa los siguientes ejemplos:

Ejemplo 2.4

$190.6 \times 2.3 = 438.38$

Solución

El valor 438.38 se obtuvo con una calculadora. La respuesta debe tener dos cifras significativas, porque 2.3, que es el número con menor cantidad de cifras significativas, tiene sólo dos cifras significativas.

Redondea este dígito a 4.

Elimina estos tres dígitos.

438.38

Recorre el punto decimal 2 lugares hacia la izquierda; obtener la expresión en notación científica.

La respuesta correcta es 440, o sea 4.4×10^2.

Ejemplo 2.5

Solución

$$\frac{13.59 \times 6.3}{12} = 7.13475$$

El valor 7.13475 se obtuvo con una calculadora. La respuesta debe tener dos cifras significativas, porque tanto 6.3 como 12 sólo tienen dos cifras significativas.

Elimina estos cuatro dígitos.

7.13475

Este dígito queda igual.

La respuesta correcta es 7.1.

Práctica 2.4
Práctica 2.5
Práctica 2.6

Práctica 2.4

134 pulg x 25 pulg = ?

Práctica 2.5

$$\frac{213 \text{ millas}}{4.20 \text{ horas}} = ?$$

Práctica 2.6

$$\frac{2.2 \times 273}{760} = ?$$

Suma o resta

Los resultados de una suma o resta se deben expresar con la misma precisión que la de la medición menos precisa. Esto quiere decir que el resultado se debe redondear a la misma cantidad de decimales que la del valor con menos decimales.

Ejemplo 2.6

Solución

Suma 125.17, 129 y 52.2.

125.17
129.
52.2
306.37 (306)

El número con la menor precisión es 129. Por consiguiente, la respuesta se redondea a las unidades: 306.

Ejemplo 2.7

Resta 14.1 de 132.56.

Solución

$$\begin{array}{r} 132.56 \\ -\ 14.1 \\ \hline 118.46 \end{array} \quad (118.5)$$

14.1 es el número con la menor precisión. Por consiguiente, la respuesta se redondea a las décimas: 118.5.

Ejemplo 2.8

Resta 120 de 1587.

Solución

$$\begin{array}{r} 1587 \\ -\ 120 \\ \hline 1467 \end{array} \quad (1.47 \times 10^3)$$

120 es el número que presenta la menor precisión. El cero no se considera significativo, por lo tanto la respuesta se debe redondear a las decenas: 1470, o 1.47×10^3.

Ejemplo 2.9

Suma 5672 y 0.00063.

Solución

$$\begin{array}{l} 5672 \\ +\ 0.00063 \\ \hline 5672.00063 \end{array} \quad (5672)$$

El número de menor precisión es 5672. Por consiguiente, la respuesta se redondea a las unidades: 5672.

Ejemplo 2.10

Solución

$$\frac{1.039 - 1.020}{1.039} = 0.018286814$$

El valor 0.018286814 se obtuvo con una calculadora. Cuando se lleva a cabo la resta del numerador,

$$1.039 - 1.020 = 0.019$$

la cantidad de cifras significativas cambia de cuatro a dos. Por consiguiente, la respuesta debe contener dos cifras significativas después de que se realiza la división:

0.018286814

Elimina estos seis dígitos. (286814)

Este dígito se conserva. (8)

La respuesta correcta es 0.018, o bien 1.8×10^{-2}.

En el apéndice I, “Repaso de matemáticas,” encontrarás más material acerca de las operaciones matemáticas. Estudia ahí las partes con las que no estés familiarizado. Es probable que tengas que consultarlo varias veces durante el curso, cuando presentemos otras operaciones matemáticas.

Si necesitas recordar las matemáticas, consulta el “Repaso de matemáticas” del apéndice I.

Práctica 2.7

¿Cuántas cifras significativas debe tener la respuesta de cada uno de los cálculos siguientes?

(a) 14.0×5.2 (e) $119.1 - 3.44$

(b) 0.1682×8.2 (f) $\frac{94.5}{1.2}$

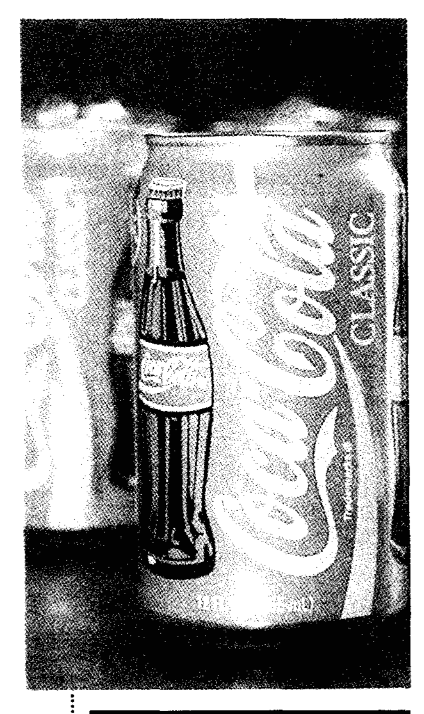
(c) $\frac{160 \times 33}{4}$ (g) $1200 + 6.34$

(d) $8.2 + 0.125$ (h) $1.6 + 23 - 0.005$

2.6 El sistema métrico

sistema métrico o SI

El sistema métrico, o **Sistema Internacional** (**SI**, de Système International) es un sistema decimal de unidades para medidas de masa, longitud, tiempo y otras cantidades físicas[1]. Este sistema se formó con un conjunto de unidades estándar o patrón como base y emplea factores de 10 para expresar números mayores o menores en esas unidades. Para ello, se



En la actualidad, la mayor parte de los productos menciona ambos sistemas de medida en sus etiquetas.

TABLA 2.1 **Prefijos y valores numéricos de las unidades SI***

Prefijo	Símbolo	Valor numérico	Potencia de 10 equivalente
exa	E	1 000 000 000 000 000 000	10^{18}
peta	P	1 000 000 000 000 000	10^{15}
tera	T	1 000 000 000 000	10^{12}
giga	G	1 000 000 000	10^{9}
mega	M	1 000 000	10^{6}
kilo	k	1000	10^{3}
hecto	h	100	10^{2}
deka	da	10	10^{1}
—	—	1	10^{0}
deci	d	0.1	10^{-1}
centi	c	0.01	10^{-2}
milli	m	0.001	10^{-3}
micro	μ	0.000001	10^{-6}
nano	n	0.000000001	10^{-9}
pico	p	0.000000000001	10^{-12}
femto	f	0.000000000000001	10^{-15}
atto	a	0.000000000000000001	10^{-18}

* Los prefijos que más se usan están en negritas.

[1] N. del T.: En realidad no son iguales el sistema métrico y el SI. Por ejemplo, las unidades de presión son, en el sistema métrico, kg/cm^2, g/cm^2, etc., mientras que en el SI son los *pascales*, o newtons/m^2.

agregan prefijos a los nombres de las unidades; esos prefijos representan múltiplos de 10, por lo que decimos que el sistema métrico es un sistema decimal de medidas. En la tabla 2.1 encontrarás los nombres, símbolos y valores numéricos de los prefijos. A continuación presentaremos algunos ejemplos de los prefijos que más se usan:

1 *kiló*metro = 1000 metros
1 *kilo*gramo = 1000 gramos
1 *milí*metro = 0.001 metro
1 *micro*segundo = 0.000001 segundo

En la tabla 2.2, presentamos las siete unidades estándar del Sistema Internacional, sus abreviaturas y las cantidades que miden. Hay otras unidades que se derivan de ellas.

En la actualidad, el Sistema Internacional se usa en casi todos los países, no sólo en el campo científico y técnico, sino también en el comercio y en la industria.

TABLA 2.2 **Unidades estándar de medida del Sistema Internacional**

Cantidad	Nombre de la unidad	Abreviatura
Longitud	metro	m
Masa	kilogramo	kg
Temperatura	kelvin	K
Tiempo	segundo	s
Cantidad de sustancia	mol (o mole)	mol
Corriente eléctrica	ampere	A
Intensidad luminosa	candela	cd

2.7 Medición de longitudes

Los estándares de medición de la longitud tienen una historia interesante. El Antiguo Testamento menciona unidades como el codo, que era la distancia del codo a la punta de los dedos de la mano extendida. En la antigua Escocia se definió alguna vez a la pulgada como la distancia igual al ancho del dedo pulgar de un hombre.

Los patrones de referencia para mediciones han pasado por continuas mejoras en su precisión. La unidad estándar de longitud en el sistema métrico es el **metro**. Cuando se introdujo este sistema por primera vez en la década de 1790, se definió al metro como la diezmillonésima parte de la distancia del ecuador al Polo Norte, medida a lo largo del meridiano que pasa por Dunquerque, Francia. En 1889 se redefinió como la distancia entre dos líneas grabadas en una barra de platino-iridio mantenida a 0 °C, en Sèvres, cerca de París.

metro (m)

Ya en la década de 1950, la longitud se podía medir con tal precisión que se necesitaba un nuevo patrón. En consecuencia, se redefinió la longitud del metro en 1960 y de nuevo en 1983. La última definición es: un metro es la distancia que viaja la luz en el vacío durante 1/299 792 458 de segundo.

Un metro equivale a 39.37 pulgadas, algo más que una yarda. Un metro contiene 10 decímetros, o 100 centímetros, o 1000 milímetros (ve la Fig. 2.4). Un kilómetro contiene 1000 metros. La tabla 2.3 muestra las relaciones entre esas unidades.

TABLA 2.3 **Unidades métricas de longitud**

Unidad	Abreviatura	Equivalente en metros	Equivalente exponencial
kilómetro	km	1000 m	10^3 m
metro	m	1 m	10^0 m
decímetro	dm	0.1 m	10^{-1} m
centímetro	cm	0.01 m	10^{-2} m
milímetro	mm	0.001 m	10^{-3} m
micrómetro	µm	0.000001 m	10^{-6} m
nanómetro	nm	0.000000001 m	10^{-9} m
angstrom	Å	0.0000000001 m	10^{-10} m

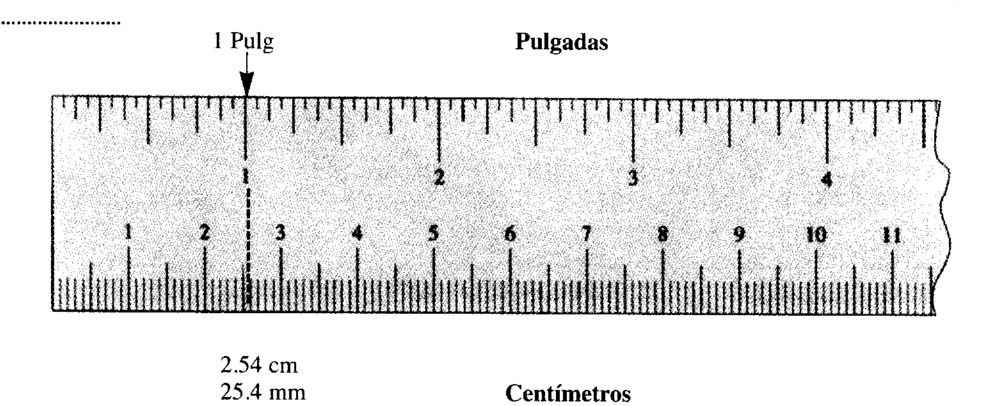


Figura 2.4
Comparación de los sistemas métrico e inglés, para medir longitudes: 2.54 cm = 1 pulg.

En el apéndice VI encontrarás una tabla de conversiones.

El nanómetro (10^{-9} m) se usa mucho para expresar la longitud de onda de la luz y también las dimensiones atómicas. Otras de las relaciones importantes son las siguientes:

1 m = 100 cm = 1000 mm = 10^6 µm = 10^{10} Å
1 cm = 10 mm = 0.01 m
1 pulg = 2.54 cm
1 milla = 1.609 km

2.8 Resolución de problemas

En química hay muchos principios que se expresan con conceptos matemáticos. Es *esencial* aprender cómo formular y resolver problemas numéricos de modo sistemático, para poder estudiar química. Esta habilidad, una vez adquirida, también será muy útil en otros campos. Te aconsejamos que uses calculadora, pues te ahorrará mucho tiempo en tus cálculos.

Por lo general, un problema se puede resolver siguiendo varios métodos. Pero en todos los métodos lo mejor es, especialmente para los principiantes, usar una forma sistemática y ordenada. En este libro haremos mucho énfasis en el *método de análisis dimensional*, o de *identificación de factor*, porque

1. Es un modo sistemático y directo de plantear los problemas.

2. Proporciona una comprensión clara de los principios que intervienen.
3. Te capacita para organizar y evaluar los datos.
4. Ayuda a identificar los errores, porque no se eliminan las unidades no deseadas si el planteamiento del problema es incorrecto.

Los pasos básicos para la resolución de problemas son:

Para reconocerlos con facilidad, los pasos para resolver problemas aparecen en negritas.

1. **Leer con mucho cuidado el problema, para determinar qué tenemos que resolver, y escribir esto último.**
2. **Tabular los datos del problema. En la tabulación de los datos también es importante identificar todos los factores y mediciones con sus unidades correctas.**
3. **Determinar qué principios intervienen y qué relaciones entre las unidades se necesitan para resolver el problema. A veces será necesario consultar tablas donde aparezcan los datos necesarios.**
4. **Plantear el problema de un modo claro, organizado y lógico, asegurándose que se anulen las unidades no deseadas. Utilizar los problemas de ejemplo que se dan en el libro, como modelos para hacer los planteamientos.**
5. **Realizar las operaciones matemáticas que sea necesario. Asegurarse de que la respuesta contenga la cantidad correcta de cifras significativas.**
6. **Comprobar que la respuesta sea razonable.**

Diremos algo más acerca de la resolución de problemas: no permitas que algún método formal de resolución de problemas limite tu sentido común y tu intuición. Si sientes que un problema es claro y que su solución parece más sencilla con otro método, no vaciles en usarlo. Pero a la larga debes ser capaz de resolver muchos problemas que, sin el uso del método de análisis dimensional, serían difíciles.

El método de análisis dimensional para resolver problemas convierte una unidad a otra empleando factores de conversión.

$\text{unidad}_1 \times$ factor de conversión = unidad_2

Las ecuaciones importantes aparecen en un recuadro.

Si deseas saber cuántos milímetros hay en 2.5 metros, necesitas convertir los metros (m) en milímetros (mm). Por consiguiente, comienza escribiendo

$$\text{m} \times \text{factor de conversión} = \text{mm}$$

Con este factor de conversión debemos lograr dos cosas. Debe anular, o eliminar, a los metros, y debe introducir a los milímetros, que es la unidad que deseamos en la respuesta. Ese factor de conversión estará en forma de una fracción, y tendrá a los metros en el denominador y a los milímetros en el numerador:

$$\cancel{\text{m}} \times \frac{\text{mm}}{\cancel{\text{m}}} = \text{mm}$$

Sabemos que 1 m = 1000 mm. A partir de esta relación podemos definir dos factores de conversión—1 m por 1000 mm y 1000 mm por 1 m:

$$\frac{1\ \text{m}}{1000\ \text{mm}} \quad \text{y} \quad \frac{1000\ \text{mm}}{1\ \text{m}}$$

Si usamos el factor de conversión 1000 mm/1 m podemos definir el cálculo de la conversión de 2.5 m a milímetros,

$$2.5\ \cancel{m} \times \frac{1000\ \text{mm}}{1\ \cancel{m}} = 2500\ \text{mm} \qquad \text{o bien} \qquad 2.5 \times 10^3\ \text{mm}$$

(con dos cifras significativas)

Vemos que para hacer este cálculo, las unidades se manejaron como números; los metros del numerador se simplificaron con los metros del denominador.

Ahora supón que necesitas convertir 215 centímetros a metros. Comenzaremos con

cm × factor de conversión = m

El factor de conversión debe tener a los centímetros en el denominador y al metro en el numerador:

$$\cancel{cm} \times \frac{m}{\cancel{cm}} = m$$

A partir de la relación 100 cm = 1 m, podemos definir un factor que logre la siguiente conversión:

$$\frac{1\ \text{m}}{100\ \text{cm}}$$

y con los datos podemos plantear ya los cálculos.

$$215\ \cancel{cm} \times \frac{1\ \text{mm}}{100\ \cancel{cm}} = \frac{215\ \text{m}}{100} = 21.5\ \text{m}$$

En algunos problemas necesitarás hacer varias conversiones para llegar a las unidades correctas en la respuesta. Por ejemplo, supón que deseamos conocer los segundos que hay en un día. Necesitamos partir de la unidad de días y llegar a la unidad de segundos, de la siguiente forma:

En los problemas, las unidades se imprimen en negritas y en forma de diagrama de flujo, para ayudar a visualizar las etapas del proceso.

día → horas → minutos → segundos

Para esta serie se necesitan tres factores de conversión, uno para cada etapa. Pasaremos de días a horas (hr), de horas a minutos (min) y de minutos a segundos (s). Las conversiones se pueden hacer en forma individual o como una sucesión continua:

$$\cancel{día} \times \frac{hr}{\cancel{día}} \rightarrow \cancel{hr} \times \frac{min}{\cancel{hr}} \rightarrow \cancel{min} \times \frac{s}{\cancel{min}} = s$$

$$\cancel{día} \times \frac{hr}{\cancel{día}} \times \frac{\cancel{min}}{\cancel{hr}} \times \frac{s}{\cancel{min}} = s$$

Aplicamos los factores adecuados y procedemos a calcular la cantidad de segundos en 1 día, que es

$$1\ \cancel{día} \times \frac{24\ \cancel{hr}}{1\ \cancel{día}} \times \frac{60\ \cancel{min}}{1\ \cancel{hr}} \times \frac{60\ \text{s}}{1\ \cancel{min}} = 86\ 400.\text{s}$$

Los cinco dígitos de 86 400 son significativos, porque todos los factores del cálculo fueron números exactos.

El análisis dimensional, o método de identificación de factores, que acabamos de usar, muestra cómo se deducen y se usan los factores unitarios de conversión en los cálculos. Después de que tu habilidad para manejar los términos aumente, podrás ahorrarte algunos pasos si en el planteo del cálculo escribes los factores en forma directa. Los problemas siguientes son ejemplos de conversión del sistema inglés al sistema métrico.

Escribe las unidades correctas de cada factor.

Ejemplo 2.11

¿Cuántos cm hay en 2.00 pies?

Solución

La conversión, por etapas, de las unidades para convertir pies en centímetros puede ser la siguiente: convertir los pies en pulgadas y después las pulgadas en centímetros:

pies → pulg → cm

Los factores de conversión que necesitamos son

$$\frac{12\ \text{pulg}}{1\ \text{pie}} \quad \text{y} \quad \frac{2.54\ \text{cm}}{1\ \text{pulg}}$$

$$2.00\ \cancel{\text{pie}} \times \frac{12\ \text{pulg}}{1\ \text{pie}} = 24.0\ \text{pulg}$$

$$24.0\ \text{pulg} \times \frac{2.54\ \text{cm}}{1\ \text{pulg}} = 61.0\ \text{cm}$$

Como 1 pie y 12 pulg son números exactos, la cantidad de cifras significativas que se permiten en la respuesta es tres, y se basan en el número 2.00.

Ejemplo 2.12

¿Cuántos metros tiene un campo de fútbol de 100 yardas?

Solución

La conversión de las unidades, por etapas, desde yardas hasta metros, se puede hacer como sigue y con los factores adecuados de conversión:

yarda → pies → pulg → cm → m

$$100.\ \cancel{\text{yardas}} \times \frac{3\ \text{pies}}{1\ \cancel{\text{yarda}}} = 300.\ \text{pies}$$ **(3 pies/yarda)**

$$300.\ \cancel{\text{pies}} \times \frac{12\ \text{pulg}}{1\ \cancel{\text{pie}}} = 3600.\ \text{pulg}$$ **(12 pulg/pies)**

$$3600\ \cancel{\text{pulg}} \times \frac{2.54\ \text{cm}}{1\ \cancel{\text{pulg}}} = 9144\ \text{cm}$$ **(2.54 cm/pulg)**

$$9144\ \cancel{\text{cm}} \times \frac{1\ \text{m}}{100\ \cancel{\text{cm}}} = 91.4.\ \text{m}$$ **(1 m/100 cm)** **(tres cifras significativas)**

Los ejemplos 2.11 y 2.12 se pueden resolver utilizando una expresión lineal, escribiendo uno tras otro los factores de conversión. Con frecuencia, este método ahorra una o

dos etapas de cálculo, y permite reducir los valores numéricos a términos más simples, con lo que los cálculos serán más sencillos. Para los ejemplos 2.11 y 2.12 las expresiones lineales son

$$2.00\,\cancel{\text{pie}} \times \frac{12\,\cancel{\text{pulg}}}{1\,\cancel{\text{pie}}} \times \frac{2.54\text{ cm}}{1\,\cancel{\text{pulg}}} = 61.0\text{ cm}$$

$$100.\,\cancel{\text{yardas}} \times \frac{3\,\cancel{\text{pies}}}{1\,\cancel{\text{yarda}}} \times \frac{12\,\cancel{\text{pulg}}}{1\,\cancel{\text{pie}}} \times \frac{2.54\,\cancel{\text{cm}}}{1\,\cancel{\text{pulg}}} \times \frac{1\text{ m}}{100\text{ cm}} = 91.4\text{ m}$$

Si sólo usamos las unidades (ejemplo 2.12), vemos que la simplificación en etapas avanza de un término al siguiente, hasta llegar a la unidad deseada.

$$\cancel{\text{yardas}} \times \frac{\cancel{\text{pie}}}{\cancel{\text{yarda}}} \times \frac{\cancel{\text{pulg.}}}{\cancel{\text{pie}}} \times \frac{\cancel{\text{cm}}}{\cancel{\text{pulg}}} \times \frac{\text{m}}{\cancel{\text{cm}}} = \text{m}$$

Práctica 2.8

¿Cuántos metros hay en 10.5 millas?

Ejemplo 2.13

¿Cuántos centímetros cúbicos (cm^3) tiene una caja cuyo interior mide 2.20 por 4.00 por 6.00 pulgadas?

Solución

Primero necesitamos calcular el volumen de la caja en pulgadas cúbicas ($pulg^3$), multiplicando la longitud por el ancho y por la altura:

$$2.20\text{ pulg} \times 4.00\text{ pulg} \times 6.00\text{ pulg} = 52.8\text{ pulg}^3$$

Ahora necesitamos pasar de $pulg^3$ a cm^3, lo cual podemos hacer usando tres veces la relación entre pulgadas y centímetros:

$$\cancel{\text{pulg}^3} \times \frac{\text{cm}}{\cancel{\text{pulg}}} \times \frac{\text{cm}}{\cancel{\text{pulg}}} \times \frac{\text{cm}}{\cancel{\text{pulg}}} = \text{cm}^3$$

$$52.8\,\cancel{\text{pulg}^3} \times \frac{2.54\text{ cm}}{1\,\cancel{\text{pulg}}} \times \frac{2.54\text{ cm}}{1\,\cancel{\text{pulg}}} \times \frac{2.54\text{ cm}}{1\,\cancel{\text{pulg}}} = 865\text{ cm}^3$$

Ejemplo 2.14

El conductor de un automóvil respeta el límite de velocidad de 55 millas por hora. ¿A qué velocidad viaja en kilómetros por segundo?

Solución

Las conversiones que necesitamos para resolver este problema son dos:

mi → km

hr → min → s

Para convertir millas → km,

$$\frac{55\,\cancel{\text{mi}}}{\text{hr}} \times \frac{1.609\text{ km}}{1\,\cancel{\text{mi}}} = 88\,\frac{\text{km}}{\text{hr}}$$

Ejemplo 2.14

A continuación debemos convertir hr → min → s. Observa que las horas están en el denominador de nuestra cantidad, de modo que el factor de conversión debe tener horas en el numerador:

$$\frac{88\text{ km}}{\text{hr}} \times \frac{1\text{ hr}}{60\text{ min}} \times \frac{1\text{ min}}{60\text{ s}} = 0.024\frac{\text{km}}{\text{s}}$$

Práctica 2.9

¿Cuántos metros cúbicos tiene un recinto que mide 8 pies x 10 pies x 12 pies?

2.9 Medición de la masa

Para medir la masa se usa el gramo, sin embargo representa una cantidad pequeña de masa; por ejemplo, una moneda de 5¢ de dólar tiene una masa aproximada de 5 gramos. En consecuencia, la *unidad estándar o patrón* de masa en el sistema SI es el **kilogramo** (que es igual a 1000 g). La cantidad de masa de un 1 kg se define, por convenio internacional, como exactamente igual a la masa de un cilindro de platino-iridio (el kilogramo patrón internacional), que se guarda en una bóveda, en Sèvres, Francia. Si comparamos esta unidad de masa con 1 lb (16 onzas), veremos que 1 kg equivale a 2.205 lb. Una libra equivale a 453.6 g (o 0.4536 kg). Los prefijos que se usan para indicar unidades mayores y menores que un gramo son los mismos que los que usamos para medir longitudes (ve la tabla 2.4).

kilogramo

TABLA 2.4 **Unidades métricas de masa**

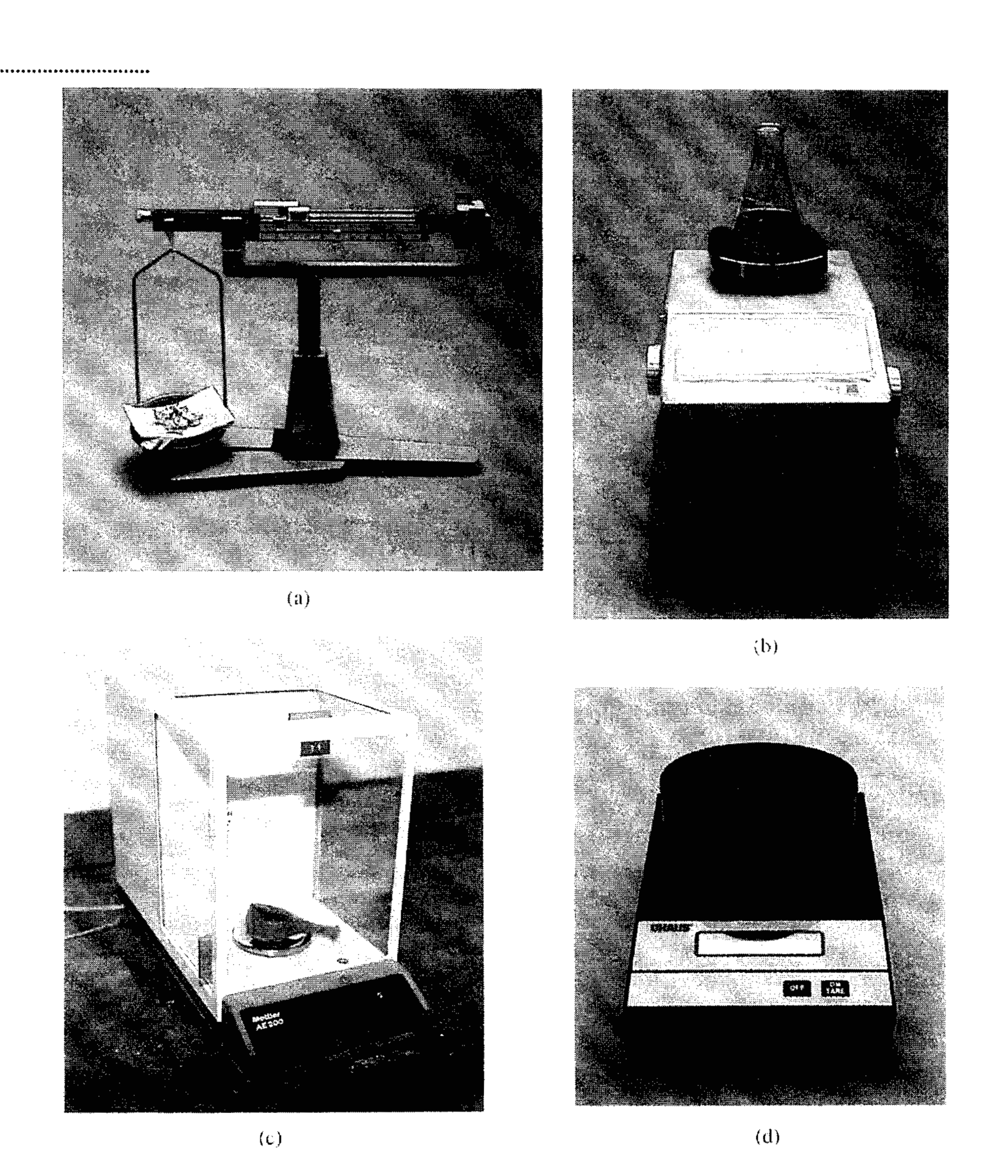
Unidad	Abreviatura	Equivalente en gramos	Equivalente exponencial
kilogramo	kg	1000 g	10^3 g
gramo	g	1 g	10^0 g
decigramo	dg	0.1 g	10^{-1} g
centigramo	cg	0.01 g	10^{-2} g
miligramo	mg	0.001 g	10^{-3} g
microgramo	μg	0.000001	10^{-6} g

Para medir la masa se usa la balanza. Hay balanzas con las que se determina la masa de los objetos con precisión de un microgramo. La elección de cuál balanza usar depende de la precisión necesaria y de la cantidad del material a medir. En la figura 2.5 se muestran varias balanzas.

Conviene recordar que

1 g = 1000 mg
1 kg = 1000 g
1 kg = 2.205 lb
1 lb = 453.6 g

Figura 2.5
a) Balanza de cuádruple barra, cuya precisión es de 0.01 g. b) Balanza de un platillo superior, cuya precisión es de 0.001 g (1 mg). c) Balanza analítica electrónica digital, con 0.0001 g de precisión. d) Balanza electrónica digital, con precisión de 0.001 g.



Para pasar de gramos a miligramos, multiplicamos los gramos por 1000 mg/g, que es ctor de conversión. El planteamiento para convertir 25 g en miligramos es

$$25\,\cancel{g} \times \frac{1000\text{ mg}}{1\,\cancel{g}} = 25\,000\text{ mg} \qquad (2.5 \times 10^4\text{ mg})$$

Observa que multiplicar un número por 1000 equivale a multiplicarlo por 10^3, y que se puede hacer tan solo recorriendo el punto decimal tres lugares a la derecha:

$$6.428 \times 1000 = 6428 \qquad (6.428) \quad 3$$

Para pasar de miligramos a gramos, se multiplican los miligramos por 1 g/1000 mg, que es el factor de conversión. Por ejemplo, para convertir 155 mg en gramos:

$$155\,\cancel{mg} \times \frac{1\text{ g}}{1000\,\cancel{mg}} = 0.155\text{ g}$$

En los ejemplos 2.15 y 2.16, mostramos conversiones de unidades de masa, del sistema inglés al sistema métrico.

Ejemplo 2.15

Una caja con 1.5 lb de bicarbonato cuesta 80 centavos. ¿Cuántos gramos de esta sustancia tiene la caja?

Solución

Lo que debemos encontrar es la cantidad de gramos que equivalen a 1.50 lb. Como 1 lb = 453.6 g, el factor para pasar de libras a gramos es 453.6 g/lb:

$$1.50\,\cancel{\text{lb}} \times \frac{453.6\ \text{g}}{1\ \text{lb}} = 680.\ \text{g}$$

Nota: el costo del bicarbonato no tiene que ver con la ecuación con la que resolvimos este problema.

Ejemplo 2.16

Supón que cuatro plumas de avestruz pesan 1.00 lb. Suponiendo que las plumas tienen masas iguales, ¿cuántos miligramos pesa una pluma?

Solución

Para este problema, la conversión de unidades es de 1 lb/4 plumas a miligramos por pluma. Como la unidad *plumas* está en el denominador tanto de la unidad de inicio como de la unidad deseada, las conversiones necesarias de unidades son
lb → g → mg

$$\frac{1.00\,\cancel{\text{lb}}}{4\ \text{plumas}} \times \frac{453.6\,\cancel{\text{g}}}{1\,\cancel{\text{lb}}} \times \frac{1000\ \text{mg}}{1\,\cancel{\text{g}}} = \frac{113400}{1\ \text{pluma}} \qquad (1.13 \times 10^5\ \text{mg/pluma})$$

Práctica 2.10
Práctica 2.11

Práctica 2.10
Durante un viaje por Europa, despiertas una mañana, te subes a la báscula y ésta te indica que tu masa es de 75.0 kg. Determina el equivalente, en el sistema inglés, y juzga si es necesario que te pongas a dieta al regresar a casa.

Práctica 2.11
Una pelota de tenis tiene 65 g de masa. Calcula el equivalente en libras.

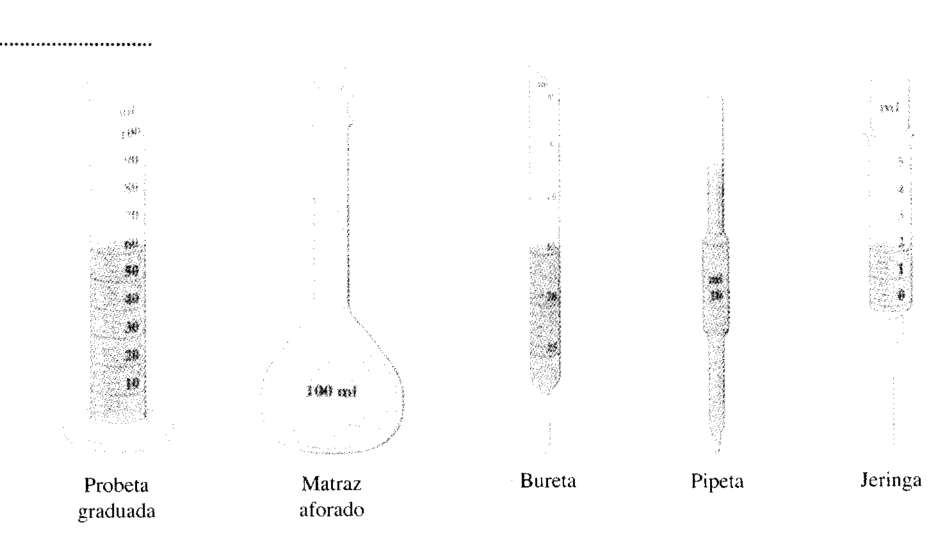
2.10 Medición del volumen

volumen

litro

La definición de **volumen** que usaremos aquí es la cantidad de espacio que ocupa la materia. La unidad de volumen en el SI es el ***metro cúbico*** (m^3). Sin embargo, el litro y el mililitro (que se abrevian L y mL, respectivamente) son las unidades normales de volumen que se emplean en la mayoría de los laboratorios químicos. Un **litro** se define, casi siempre, como el volumen de 1 decímetro cúbico o de 1 kg de agua a 4 °C.

Figura 2.6
Instrumentos de cristal calibrados para medir el volumen de los líquidos.



Los instrumentos y equipo más usados para medir líquidos son la probeta, el matraz aforado, la bureta, la pipeta y la jeringa, los cuales puedes ver en la figura 2.6. Estos instrumentos se fabrican, casi siempre, de vidrio o de plástico y se consiguen de diversos tamaños.

Conviene recordar que

1 L = 1000 mL = 1000 cm^3
1 mL = 1 cm^3
1 L = 1.057 cuartos de galón
946.1 mL = 1 cuarto de galón

El volumen de un recipiente cúbico o rectangular se puede calcular multiplicando su longitud × ancho × altura. Así, el volumen de una caja cúbica de 10 cm por lado es 10 cm × 10 cm × 10 cm = 1000 cm^3. Resolvamos ahora algunos ejemplos.

Ejemplo 2.17

¿Cuántos mililitros hay en 3.5 litros?

Solución

El factor de conversión para transformar los litros en mililitros es 1000 mL/L:

$$3.5\cancel{L} \times \frac{1000\ mL}{\cancel{L}} = 3500\ mL \qquad (3.5 \times 10^3\ mL)$$

Se puede pasar de litros a mililitros recorriendo el punto decimal tres lugares hacia la derecha y poniendo mililitros en vez de litros en el resultado:

1.500 L = 1500. mL

Ejemplo 2.18

¿Cuántos centímetros cúbicos tiene un cubo de 11.1 pulgadas por lado?

Solución

Primero convertimos las pulgadas en centímetros. El factor de conversión es 2.54 cm/pulg:

$$11.1\ \cancel{pulg} \times \frac{2.54\ cm}{1\ \cancel{pulg}} = 28.2\ cm \text{ en un lado}$$

A continuación calculamos el volumen del cubo (longitud x ancho x altura):
28.2 cm × 28.2 cm × 28.2 cm = 22 426 cm^3 ($2.24 \times 10^4\ cm^3$).

Práctica 2.12
Práctica 2.13

Práctica 2.12
Una botella de vino contiene 750 mL. Expresa ese volumen en cuartos de galón.

Práctica 2.13
En Estados Unidos se acostumbra vender la leche en envases de medio galón. Expresa ese volumen en litros.

Al resolver problemas que implican varios pasos sólo debes redondear el resultado final. En los problemas de ejemplo, estamos redondeando al final de cada paso sólo para ilustrar las cifras significativas.

2.11 Medición de la temperatura

calor

El **calor** es una forma de energía relacionada con el movimiento de pequeñas partículas de materia. El término *calor* indica la cantidad de energía dentro de un sistema, o una cantidad de energía que se agrega o se retira de un sistema. El término *sistema,* como lo usamos aquí, simplemente es la entidad que se está calentando o enfriando. De acuerdo con la cantidad de energía calorífica presente, se puede decir que un sistema está caliente o frío. La **temperatura** es una medida de la intensidad del calor, o de qué tan caliente está un sistema independientemente de su tamaño. El calor fluye siempre de una región de mayor temperatura a otra de menor. La unidad SI de temperatura es el kelvin. Los instrumentos normales de laboratorio para medir la temperatura son los termómetros (ve la Fig. 2.7).

temperatura

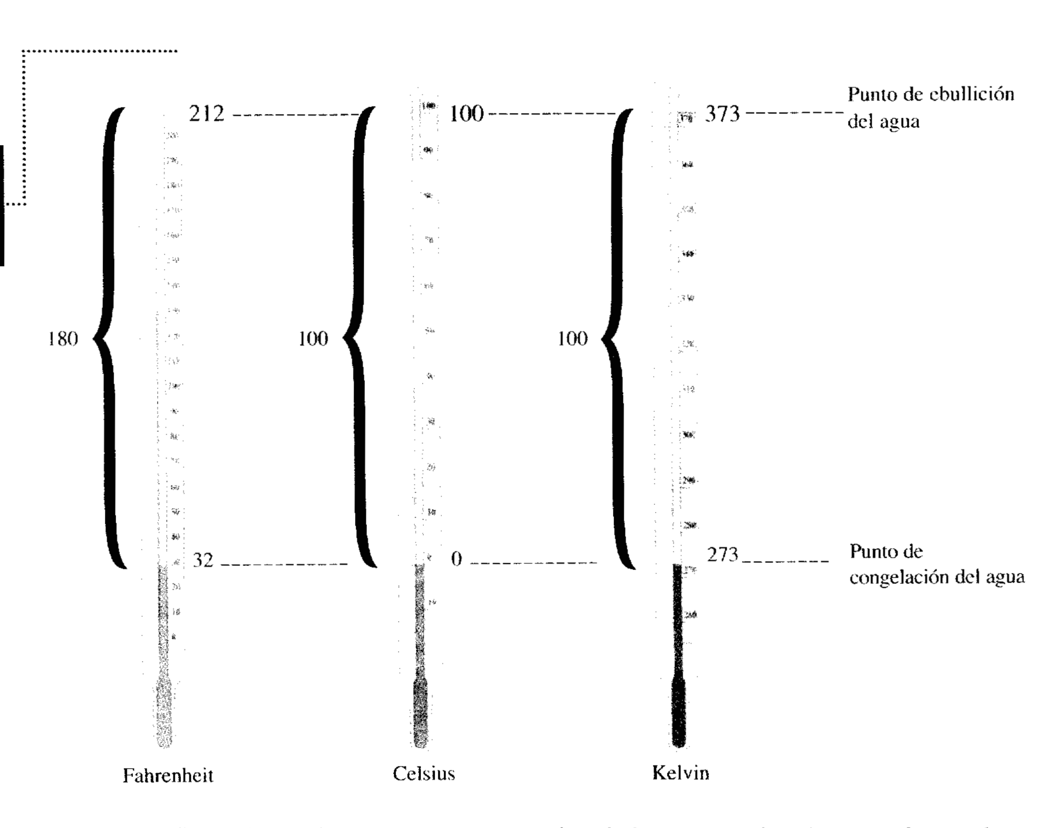
La temperatura de un sistema se puede expresar mediante diversas escalas. Las tres escalas que más se usan son la escala Celsius, o centígrada, la escala Kelvin, o absoluta, y la escala Fahrenheit. La unidad de temperatura en las escalas Celsius y Fahrenheit se llama *grado*, pero el tamaño del grado Celsius y el del grado Fahrenheit no son iguales. El símbolo de grado, tanto Celsius como Fahrenheit, es °, y se coloca como supraíndice después del número y antes del símbolo de la escala. Así, 100 °C indica 100 *grados Celsius*. El signo de grados no se pone cuando las temperaturas se expresan en grados kelvin.

Grados Celsius (o centígrados) = °C
Grados Kelvin (temperatura absoluta) = K
Grados Fahrenheit = °F.

En la escala Celsius, el intervalo entre las temperaturas de congelación y de ebullición del agua se divide en 100 partes iguales, que son los grados. Al punto de congelación del agua (o punto de fusión del hielo) se le asigna la temperatura 0 °C, y al punto de ebullición del agua la de 100 °C. La escala Kelvin de temperatura se conoce como escala absoluta de temperatura, o de temperatura absoluta, porque 0 K es la temperatura mínima alcanzable teóricamente. El cero Kelvin equivale a 273.15 grados Celsius bajo cero. Un grado Kelvin tiene el mismo tamaño que un grado Celsius. El punto de congelación del agua en la escala Kelvin es, entonces, igual a 273.15 K. La escala Fahrenheit tiene 180 grados entre las temperaturas de congelación y de ebullición del agua. En esta escala, el punto de congelación del agua es 32 °F, y su punto de ebullición es 212 °F.

$0\ °C \cong 273\ K \cong 32\ °F$

Figura 2.7
Comparación de las escalas de temperatura Celsius, Kelvin y Fahrenheit.



En la figura 2.7 podemos ver la comparación de las tres escalas. Aunque el cero absoluto (0 K) es el límite inferior de la temperatura en esas escalas, no hay en ellas límite superior alguno. (Se sabe que en el Sol y otras estrellas se presentan temperaturas de varios millones de grados.)

Al examinar la figura 2.7 vemos que hay 100 grados Celsius y 100 Kelvins entre el punto de congelación y el de ebullición del agua, pero que hay 180 grados Fahrenheit entre esas dos temperaturas. Por consiguiente, el tamaño de un grado, en la escala Celsius, es igual al tamaño de 1 Kelvin, pero un grado Celsius corresponde a 1.8 grados en la escala Fahrenheit.

$\frac{180}{100} = 1.8$

Con base en los datos anteriores, se han deducido fórmulas para convertir la temperatura en una escala a la temperatura dada correspondiente en otra:

$$\mathbf{K = {}^{\circ}C + 273.15} \quad (1)$$

$$\mathbf{{}^{\circ}F = (1.8 \times {}^{\circ}C) + 32} \quad (2)$$

$$\mathbf{{}^{\circ}C = \frac{{}^{\circ}F - 32}{1.8}} \quad (3)$$

Ejemplo 2.19

La temperatura a la que se funde la sal de mesa (cloruro de sodio) es de 800 °C. ¿Qué temperatura es en las escalas Kelvin y Fahrenheit?

Solución

Necesitamos calcular K a partir de °C, por lo que usaremos la fórmula (1). También necesitamos calcular °F a partir de °C. Para este cálculo usaremos la fórmula (2).

$K = {}^{\circ}C + 273.15$

$K = 800.{}^{\circ}C + 273.15 = 1073\ K$

Ejemplo 2.19

$°F = (1.8 \times °C) + 32$

$°F = (1.8 \times 800.°C) + 32$

$°F = 1440 + 32 = 1472°F$

$800.°C = 1073\ K = 1472\ °F$

Recuerda que, como la medición original de 800. °C tenía precisión de unidades, la temperatura convertida también debe tener precisión de unidades.

Ejemplo 2.20

La temperatura en Honolulú, Hawaii, el 1 de diciembre, fue de 110 °F, lo que significó nuevo *récord*. Convierte esa temperatura a °C.

Solución

En este caso, aplicaremos la fórmula (3):

$$°C = \frac{°F - 32}{1.8}$$

$$°C = \frac{110. - 32}{1.8} = \frac{78}{1.8} = 43\ °C$$

Ejemplo 2.21

¿Qué temperatura, en la escala Fahrenheit, corresponde a – 8.0 °C? (Ten en cuenta el signo menos en este problema.)

Solución

$°F = (1.8 \times °C) + 32$

$°F = [1.8 \times (-8.0)] + 32 = -14.4 + 32$

$°F = 17.6°F$

Ya que la medición original tenía precisión a la décima de grado, la temperatura convertida también debe tener precisión de décimas de grado.

En este libro manejaremos sólo temperaturas en grados Celsius (°C), a menos que digamos otra cosa. La temperatura, después de la conversión, se debe expresar con la misma precisión que la medición original.

Práctica 2.14
Práctica 2.15

Práctica 2.14
El helio hierve a 4K. Convierte esa temperatura a °C y después a °F.

Práctica 2.15
La temperatura "normal" del organismo humano es de 98.6 °F. Conviértela a °C y a K.

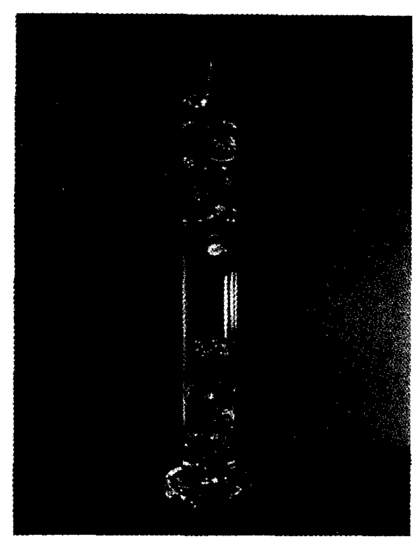
QUÍMICA EN ACCIÓN

¿Por qué lo caliente está caliente?

¿A qué temperatura estamos? ¿Tiene fiebre el niño? ¿Cuál es la mejor temperatura para guardar la mayonesa? ¿Cuál es la temperatura óptima que debe tener el aceite de un automóvil? Hay muchas razones por las que las personas miden la temperatura de los objetos que les rodean. Para medirla, se requiere siempre de un instrumento. Esos instrumentos, los *termómetros*, se consiguen en una gran variedad de formas y tamaños.

El termómetro de Galileo es uno de los más interesantes y decorativos (ve la foto adjunta). Estos bulbos, que flotan en el líquido teñido, se llenan con líquidos de distintas densidades. Cuando la temperatura del líquido que los rodea (que es la del ambiente) cambia, la densidad de los globos cambia en relación con la del líquido que los rodea, y por ello flotan o se hunden. Cada globo se calibra para hundirse a determinada temperatura. El letrero del globo que flota encima de todos en la solución es el que indica la temperatura.

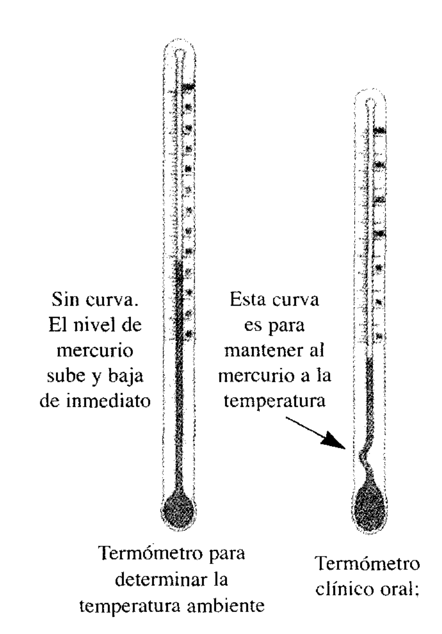
Los termómetros tradicionales son tubos calibrados llenos de un líquido que se expande cuando se calienta. Se usan muchos líquidos distintos, y dos de los más comunes son el mercurio y el alcohol, que casi siempre se tiñe de azul o de rojo. El mercurio se usa porque tiene un rango de temperaturas muy amplio en su fase líquida, y además es compacto, por lo que el termómetro no necesita ser muy largo. Un problema con él es que podría tener efecto tóxico sobre el paciente si se le rompiera en la boca. También, hay que saber cómo limpiar un derrame de mercurio. Otra desventaja cuando el termómetro oral es de mercurio es que se tarda unos 3 minutos para estabilizarse e indicar con exactitud la temperatura; ese tiempo es muy largo si se debe mantener la boca cerrada cuando se padece de fuerte gripe o catarro.



Los termómetros caseros normales necesitan agitarse para disminuir la temperatura marcada. ¿Por qué es así, y por qué los termómetros que no son clínicos no lo necesitan? Es porque el mercurio comienza a descender inmediatamente después de apartarlo de una fuente de calor, y no cuenta uno con el tiempo suficiente para leer con exactitud la temperatura. Para resolver este problema se intercala una pequeña curvatura en el tubo, a la salida del bulbo (ve el diagrama). El mercurio pasa a través de esta curvatura al calentarse, pero no puede regresar al bulbo al enfriarse. Queda en su lugar hasta que se agita el termómetro, con lo cual se impulsa al mercurio a través de la curvatura, quedando listo el termómetro para la siguiente lectura. Los termómetros de alcohol se usan más porque no son costosos, son relativamente seguros y trabajan bien a la temperatura ambiente o cerca de ella.

Hoy, en muchos consultorios y hogares se cuenta con termómetros electrónicos. Estos instrumentos contienen termistores sensibles a la temperatura. Se toma una indicación de voltaje que se relaciona con un número (que ya tiene el termómetro). La indicación de temperatura aparece en forma digital en la pantalla del termómetro. Esos termómetros tienen varias ventajas, como la carencia de líquidos tóxicos, la rapidez (porque en mucho menos tiempo se obtiene una temperatura exacta), la comodidad (porque se pueden emplear con funda invisible para evitar la diseminación de alguna infección) y el tamaño.

En el Laboratorio de Física Aplicada Johns Hopkins se desarrolló un termómetro transmisor, de baterías, del tamaño de una cápsula de aspirina y que funciona después de ingerirlo. Es capaz de transmitir mediciones de temperatura con 0.01 grado de exactitud mientras pasa por el organismo, lo que sucede, normalmente, en 1 a 2 días. Así se puede vigilar la tendencia de la temperatura cuando se combate la hipotermia y el organismo debe calentarse a una rapidez constante y lenta, con vigilancia continua de la temperatura. También, esa cápsula se puede emplear para evitar la hipertermia en los atletas, corredores o hasta cuando se hacen exámenes rutinarios.



Termómetro para determinar la temperatura ambiente

Termómetro clínico oral;

2.12 Densidad

densidad

La **densidad** *(d)* es la relación de la masa de una sustancia con el volumen ocupado por esa masa; es decir, es la masa por unidad de volumen, y se expresa con la ecuación

$$d = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$$

La densidad es una característica física de una sustancia que se puede emplear como auxiliar para su identificación. Cuando se menciona la densidad de un sólido o un líquido, por lo general la masa se expresa en gramos y el volumen en mililitros o en centímetros cúbicos.

$$d = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} = \frac{\text{g}}{\text{mL}} \quad \text{o bien} \quad d = \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

Como el volumen de una sustancia, en especial de los líquidos y los gases, varía al cambiar la temperatura, es importante citar la temperatura junto con la densidad. Por ejemplo, el volumen de 1.0000 g de agua a 4 °C es de 1.0000 mL y a 20 °C es de 1.0018 mL, mientras que a 80 °C es de 1.0290 mL. Recuerda que la densidad varía con la temperatura.

La densidad del agua a 4 °C es de 1.0000 g/mL, pero a 80 °C es de 0.9718 g/mL.

$$d^{4°\text{C}} = \frac{1.0000 \text{ g}}{1.0000 \text{ mL}} = 1.0000 \text{ g/mL}$$

$$d^{80°\text{C}} = \frac{1.0000 \text{ g}}{1.0290 \text{ mL}} = 0.97182 \text{ g/mL}$$

La densidad del hierro a 20 °C es de 7.86 g/mL.

$$d^{20°\text{C}} = \frac{7.86 \text{ g}}{1.00 \text{ mL}} = 7.86 \text{ g/mL}$$

En la figura 2.8 se comparan las densidades de diversas materiales.

Las densidades de los líquidos y los sólidos se expresan, por lo general, en gramos por mililitro (g/mL) o en gramos por centímetro cúbico (g/cm^3).

Por otra parte, la densidad de los gases se expresa en gramos por litro (g/L). A menos que especifiquemos otra cosa, la densidad de los gases es para 0 °C y 1 atmósfera de presión, lo cual explicaremos en el capítulo 13. En la tabla 2.5 se presentan las densidades de algunos materiales comunes.

Supón que se vierten sucesivamente en una probeta agua, miel maple y aceite vegetal. El resultado será un sistema líquido formado por tres capas (Fig. 2.9). ¿Podremos predecir el orden de esas capas? Claro que sí, buscando las densidades en la tabla 2.5. La miel maple tiene la mayor densidad, 1.37 g/mL, y el aceite vegetal tiene la densidad mínima (0.91 g/mL.) La miel maple conformará la capa del fondo y el aceite vegetal la capa superior. El agua, cuya densidad es intermedia a la de los dos líquidos anteriores, formará la capa intermedia. Esta información también se puede determinar experimentalmente. El aceite vegetal, que es menos denso que el agua, flotará al verterlo en el recipiente.

La densidad del aire a 0 °C es, aproximadamente, de 1.293 g/L. Los gases cuyas densidades son menores que ese valor son "más ligeros que el aire". Un globo de helio sube con rapidez en el aire, porque la densidad del helio es tan solo de 0.178 g/L.

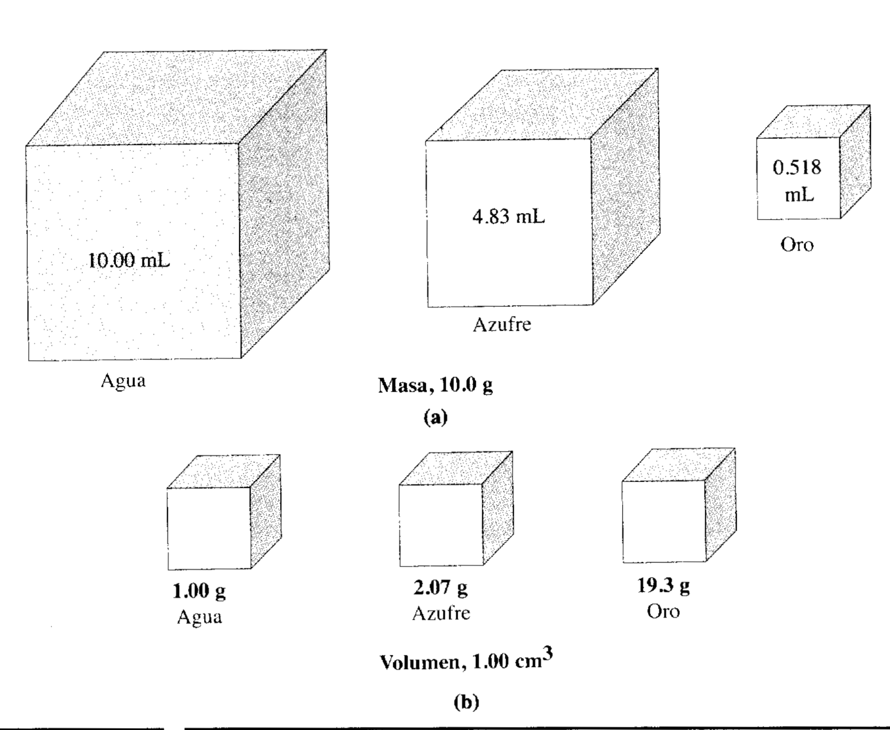


Figura 2.8
a) Comparación de los volúmenes de masas iguales (10.0 g) de agua, azufre y oro. b) Comparación de las masas de volúmenes iguales (1.00 cm^3) de agua, azufre y oro. (El agua está a 4 °C y los dos sólidos a 20 °C).

Aceite vegetal
Agua
Miel maple

Figura 2.9
Densidad relativa de líquidos. Cuando se vierten tres líquidos en una probeta, el que tiene la mayor densidad formará la capa inferior. En el caso del aceite vegetal, el agua y la miel maple, el aceite vegetal forma la capa superior.

TABLA 2.5 Densidad de algunos materiales*

Líquidos y sólidos		Gases	
Sustancia	**Densidad (g/mL a 20 °C)**	**Sustancia**	**Densidad (g/mL a 0 °C)**
Madera (abeto Douglas)	0.512	Hidrógeno	0.090
Alcohol etílico	0.789	Helio	0.178
Aceite vegetal	0.91	Metano	0.714
Agua (4 °C)	**1.000**	Amoníaco	0.771
Azúcar	1.59	Neón	0.90
Glicerina	1.26	Monóxido de carbono	1.25
Miel maple	1.37	Nitrógeno	1.251
Magnesio	1.74	**Aire**	**1.293**
Ácido sulfúrico	1.84	Oxígeno	1.429
Azufre	2.07	Ácido clorhídrico	1.63
Sal	2.16	Argón	1.78
Aluminio	2.70	Dióxido de carbono	1.963
Plata	10.5	Cloro	3.17
Plomo	11.34		
Mercurio	13.55		
Oro	19.3		

* Para comparar las densidades, la densidad del agua es la referencia, y para los gases la referencia es el aire.

QUÍMICA EN ACCIÓN

Medidas saludables

La obesidad, que es un riesgo ya determinado para la salud, está entre las diez primeras causas de las enfermedades cardiovasculares. La simple medición del peso de una persona no proporciona un buen indicador de su delgadez u obesidad. Puede ser que una persona parezca delgada, y sin embargo puede tener un alto porcentaje de grasa corporal. Otra persona puede parecer "pasada de peso" según las tablas de altura, peso y sexo, pero en realidad puede que sea bastante delgada por tener un gran porcentaje de masa muscular. Para evaluar la composición del organismo de una persona se necesita medir el porcentaje de la grasa corporal.

Entre los profesionales de las ciencias de la salud, la grasa corporal se define, como el porcentaje del peso que se puede atribuir a la grasa. Es la suma de la grasa esencial, que rodea y amortigua a los órganos internos, y de la grasa de almacenamiento, que sirve como reserva de energía en el organismo. En la actualidad se siguen diversas técnicas para medir la composición del organismo, como pruebas de plegamiento de la piel, impedancia bioeléctrica y pesaje hidrostático.

Se considera que el pesaje hidrostático es uno de los métodos más exactos para determinar la densidad del organismo. Se pesa un individuo en aire y después, se le sienta en una silla, colgada de una báscula, y se le sumerge en un tanque de agua tibia. Después de exhalar todo el aire posible, permanece bajo la superficie durante 5 a 7 segundos, y se anota el peso indicado por la báscula. Se llevan a cabo varios cálculos para determinar el porcentaje de grasa en el organismo. La base de esos cálculos es la variación de la densidad de los diversos tejidos, que vemos en la tabla de arriba. Una persona que tenga más huesos y masa muscular pesará más en agua y tendrá mayor densidad corporal.

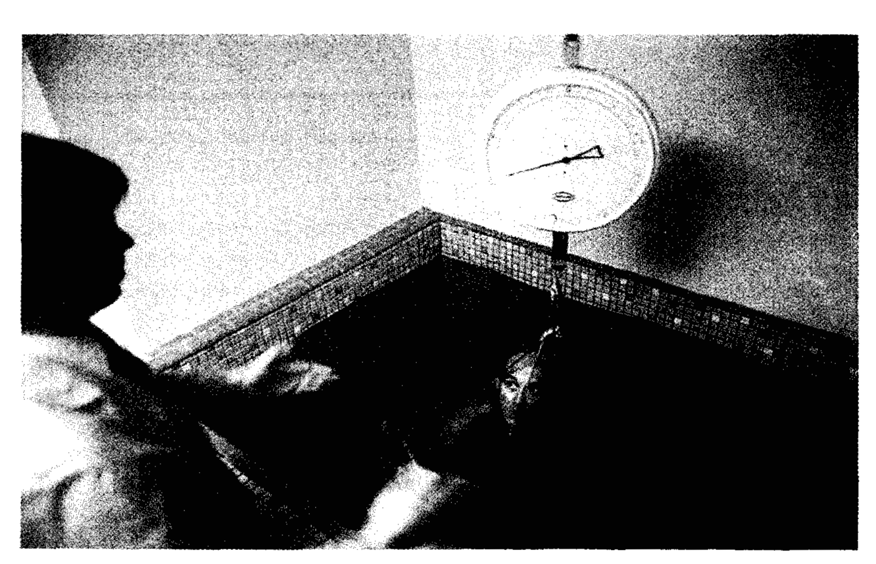
Al igual que en cualquier medición, los errores en los valores medidos ocasionarán variaciones en los resultados calculados. Un error de 100 g en el peso sumergido tiene como consecuencia un error de 1% en la grasa corporal. En la tabla de arriba, vemos diversos valores del porcentaje de grasa corporal.

Porcentaje de grasa corporal

Clasificación	Hombres	Mujeres
Delgado	< 8%	<15%
Saludable	8–15%	15–22%
Grueso	16–19%	23–27%
Gordo	20–24%	28–33%
Obeso	>24%	>33%
Edad escolar, promedio	15%	25%
Edad madura, promedio	23%	32%
Corredor de fondo	4–9%	6–15%
Jugador de tenis	14–17%	19–22%

Densidad de diversos tejidos del cuerpo humano

Hueso	3.0 g/cm^3
Músculo	1.06 g/cm^3
Agua	1.00 g/cm^3
Grasa	0.9 g/cm^3



Esta persona está siendo pesada en una báscula hidrostática para determinar la composición de su cuerpo.

Cuando un objeto sólido insoluble se deja caer en agua, se hundirá o flotará dependiendo de su densidad. Si el objeto es menos denso que el agua, flotará y desplazará una *masa* de agua igual a la masa del objeto. Si ese objeto es más denso que el agua, se hundirá y desplazará un *volumen* de agua igual al volumen del objeto. Con estos datos, podemos determinar el volumen, y con ello la densidad, de objetos de forma irregular.

gravedad específica

La **gravedad específica** (g. esp o g.e.) de una sustancia es la relación entre la densidad de esa sustancia y la densidad de otra que por lo general es agua a 4 °C. La gravedad específica no tiene unidades, porque es una relación en la que se simplifican las unidades de densidad. La gravedad específica nos dice cuántas veces es más o menos denso un líquido, sólido o gas, en comparación con la sustancia de referencia. Como la densidad del agua a 4 °C es de 1.00 g/mL, la gravedad específica de un sólido o líquido tiene un valor igual a su densidad en g/mL, pero sin las unidades.

$$\text{g.e.} = \frac{\text{densidad de un líquido o sólido}}{\text{densidad del agua}}$$

A continuación presentamos algunos ejemplos de cálculo de densidad.

Ejemplo 2.22

¿Cuál es la densidad de un mineral, si 427 g del mismo ocupan un volumen de 35.0 mL?

Solución

Necesitamos encontrar la densidad, de modo que comenzaremos escribiendo la fórmula para calcularla:

$$d = \frac{\textbf{masa}}{\textbf{volumen}}$$

A continuación, sustituimos los datos del problema en la ecuación y la resolvemos:

masa = 427 g   volumen = 35.0 mL

$$d = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} = \frac{427\ \text{g}}{35.0\ \text{mL}} = 12.2\ \text{g/mL}$$

Ejemplo 2.23

La densidad del oro es de 19.3 g/mL. ¿Cuál es la masa de 25.0 mL de oro?

Solución

Hay dos formas de resolver este problema, que son: (a) despejar la masa de la ecuación de la densidad y después sustituir en la nueva ecuación los datos de la densidad y el volumen, y hacer las operaciones. (b) Resolverlo utilizando el análisis dimensional.

Cuando existe la posibilidad de usar métodos alternativos de solución, en el ejemplo se presentará más de uno. Elige el método que prefieras para resolver el problema.

Método 1 (a) Despejamos la masa de la ecuación de densidad:

$$d = \frac{\textbf{masa}}{\textbf{volumen}} \qquad d \times \text{volumen} = \text{masa}$$

b) Sustituimos los datos y hacemos las operaciones.

$$\text{masa} = \frac{19.3\ \text{g}}{\cancel{\text{mL}}} \times 25.0\ \cancel{\text{mL}} = 483\ \text{g}$$

Ejemplo 2.23

$$\text{masa} = \frac{19.3\ \text{g}}{\cancel{\text{mL}}} \times 25.0\ \cancel{\text{mL}} = 483\ \text{g}$$

Método 2 Análisis dimensional: usamos a la densidad como factor de conversión:

mL → g

La conversión de las unidades es

$$\text{mL} \times \frac{\text{g}}{\text{mL}} = \text{g}$$

$$25.0\ \cancel{\text{mL}} \times \frac{19.3\ \text{g}}{\cancel{\text{mL}}} = 483\ \text{g}$$

Ejemplo 2.24

Calcula el volumen, en mL, de 100. g de alcohol etílico.

Solución

En la tabla 2.5, podemos ver que la densidad del alcohol etílico es de 0.789 g/mL. Esa densidad quiere decir, también, que 1 mL de alcohol tiene una masa de 0.789 g (1 mL/0.789 g).

Método 1: Este problema se puede resolver despejando el volumen de la ecuación de densidad, para después sustituir los datos en la ecuación obtenida.

$$d = \frac{\textbf{masa}}{\textbf{volumen}}$$

$$\text{volumen} = \frac{\text{masa}}{d}$$

$$\text{volumen} = \frac{100.\ \cancel{\text{g}}}{0.789\ \cancel{\text{g}}/\text{mL}} = 127\ \text{mL}$$

Método 2: Análisis dimensional. Podemos usar, como factor de conversión, ya sea

$$\frac{\text{g}}{\text{mL}} \quad \text{o} \quad \frac{\text{mL}}{\text{g}}$$

En este caso, la conversión es de **g → mL**, de modo que usaremos mL/g. Sustituimos los datos.

$$100.\ \cancel{\text{g}} \times \frac{1\ \text{mL}}{0.789\ \cancel{\text{g}}} = 127\ \text{mL de alcohol etílico}$$

Ejemplo 2.25

El nivel del agua en una probeta graduada es de 20.0 mL antes, y de 26.2 mL después de haber sumergido en ella un perno metálico de 16.74 g. (a) ¿Cuál es el volumen del perno? (b) ¿Cuál es la densidad del perno?

Ejemplo 2.25

Solución

(*a*) El perno desplaza un volumen de agua igual a su propio volumen. Por consiguiente, el aumento de volumen es el volumen del perno.

26.2 mL = volumen del agua y del perno
-20.0 mL = volumen del agua
6.2 mL = volumen del perno.

(*b*) $d = \dfrac{\text{masa del perno}}{\text{volumen del perno}} = \dfrac{16.74\ \text{g}}{6.2\ \text{mL}} = 2.7\ \text{g/mL}$

Práctica 2.16
Práctica 2.17

Práctica 2.16
La plata pura tiene una densidad de 10.5 g/mL. Un anillo que se vendió como de plata pura, tiene 25.0 g de masa. Al sumergirlo en una probeta, el nivel del agua sube 2.0 mL. Determina si el anillo es, en realidad, de plata pura o si es mejor que el cliente acuda a la Procuraduría del Consumidor.

Práctica 2.17
El nivel del agua en una taza con graduaciones métricas es de 0.75 L antes de agregar 150. g de puré. Después de sumergir el puré, el nivel queda en 0.92 L. Calcula la densidad del puré.

Repaso de conceptos

Los conceptos principales del capítulo se enlistan en esta sección, para ayudarte a repasar el capítulo.

1. Cita la diferencia entre masa y peso. Describe los instrumentos que se emplean para medir cada uno.
2. Repasa las unidades métricas de masa, longitud y volumen.
3. Repasa el equivalente numérico de los prefijos *deci*, *centi*, *mili*, *micro*, *nano*, *kilo* y *mega*.
4. Expresa algunos números en notación científica.
5. Expresa las respuestas a los cálculos con la cantidad adecuada de cifras significativas.
6. Plantea y resuelve problemas empleando el método de análisis dimensional (o método de identificación de factor).
7. Convierte medidas de masa, longitud y volumen del sistema inglés al sistema métrico, y viceversa.
8. Haz conversiones de temperatura entre las escalas Fahrenheit, Celsius y Kelvin.
9. Describe la diferencia entre calor y temperatura.
10. Calcula la densidad, masa o volumen de varios objetos, a partir de los datos adecuados.

Palabras clave

Los términos que se citan a continuación se definieron a lo largo de este capítulo. Después de cada uno aparece el número de sección donde se explica.

densidad (2.12)
calor (2.11)
kilogramo (2.9)
litro (2.10)
masa (2.1)
metro (2.7)
sistema métrico (SI) (2.6)
redondeo de números (2.3)
notación científica (2.4)
cifras significativas (2.2)
gravedad específica (2.12)
temperatura (2.11)
volumen (2.10)
peso (2.1)

Preguntas

Las preguntas se refieren a las tablas, figuras, palabras clave y conceptos que se definieron en el capítulo. Las preguntas o ejercicios más difíciles se indican con un asterisco.

1. Calcula cuántos centímetros hay en un kilómetro (tabla 2.3).

2. Calcula el equivalente métrico de 3 pulg (figura 2.4).

3. ¿Por qué el cuello de un matraz aforado de 100 mL es más estrecho que la boca de una probeta de 100 mL?, (figura 2.6.)

4. Describe el orden de arriba a abajo que adquieren las siguientes sustancias, si se colocaran en una probeta de 100 mL: 25 mL de glicerina, 25 mL de mercurio y un cubo de magnesio de 2.0 cm por lado (tabla 2.5).

5. Ordena los siguientes materiales por densidad creciente: sal, aceite vegetal, plomo y alcohol etílico (tabla 2.5).

6. El hielo flota en aceite vegetal y se hunde en alcohol etílico. Su densidad debe quedar ¿entre qué valores numéricos? (tabla 2.5)

7. Describe la diferencia entre calor y temperatura.

8. Describe la diferencia entre densidad y gravedad específica.

9. ¿Por qué cuando se mide el peso de una persona no se describe bien su esbeltez u obesidad?

10. ¿Cómo se determina la densidad corporal? ¿Cuál es la base de esa determinación?

11. ¿Cuáles son algunas de las ventajas más importantes del sistema métrico sobre el sistema inglés?

12. Enuncia las reglas que se usan en este libro para redondear números.

13. Calcula la cantidad de grados entre el punto de fusión del agua y su punto de ebullición, en las escalas Fahrenheit, Kelvin y Celsius (figura 2.7).

14. ¿Cuáles de las afirmaciones siguientes son correctas? Vuelve a redactar las que sean incorrectas, para corregirlas.
    - **(a)** El prefijo *micro* indica la millonésima de la unidad.
    - **(b)** 10 cm de longitud es igual a 1000 mm.
    - **(c)** El número 383.263, redondeado a cuatro cifras significativas es 383.3.
    - **(d)** La cantidad de cifras significativas en el número 29 004 es cinco.
    - **(e)** El número 0.00723 contiene tres cifras significativas.
    - **(f)** La suma de 32.276 + 2.134 debe tener cuatro cifras significativas.
    - **(g)** El producto 18.42 cm x 3.40 cm debe tener tres cifras significativas.
    - **(h)** Un microsegundo equivale a 10^{-6} segundos.
    - **(i)** Mil metros es una distancia mayor que 1000 yardas.
    - **(j)** Un litro es un volumen mayor que 1 cuarto de galón.
    - **(k)** Un centímetro es más largo que 1 pulgada.
    - **(l)** Un centímetro cúbico (cm^3) es igual a 1 mililitro.
    - **(m)** El número 0.0002983, en notación científica, es 2.983×10^{-3}.
    - **(n)** $(3.0 \times 10^4)(6.0 \times 10^6) = 1.8 \times 10^{11}$.
    - **(o)** La temperatura es una forma de energía.
    - **(p)** La densidad del agua a 4 °C es 1.00 g/mL.
    - **(q)** Con una pipeta se mide 10.0 mL de agua con mayor exactitud que con una probeta.

Ejercicios relacionados

Los siguientes ejercicios están relacionados uno a uno. A cada ejercicio con número impar sigue otro semejante con número par. Las respuestas a los ejercicios con número par aparecen en el apéndice V.

Abreviaturas métricas

15. Escribe la abreviatura de cada una de las unidades siguientes:
(**a**) gramo
(**b**) microgramo
(**c**) centímetro
(**d**) micrómetro
(**e**) mililitro
(**f**) decilitro

16. Escribe la abreviatura de cada una de las unidades siguientes:
(**a**) miligramo
(**b**) kilogramo
(**c**) metro
(**d**) nanómetro
(**e**) angstrom
(**f**) microlitro

Cifras significativas, redondeo y notación científica

17. En los números siguientes, determina si los ceros son significativos.
(**a**) 503
(**b**) 0.007
(**c**) 4200
(**d**) 3.0030
(**e**) 100.00
(**f**) 8.00×10^2

18. ¿Son significativos los ceros en los números siguientes?
(**a**) 63 000
(**b**) 6.004
(**c**) 0.00543
(**d**) 8.3090
(**e**) 60.
(**f**) 5.0×10^{-4}

19. ¿Cuántas cifras significativas tiene cada uno de los números siguientes?
(**a**) 0.025
(**b**) 22.4
(**c**) 0.0404
(**d**) 5.50×10^3

20. Anota la cantidad de cifras significativas de cada uno de los números siguientes:
(**a**) 40.0
(**b**) 0.081
(**c**) 129 042
(**d**) 4.090×10^{-3}

21. Redondea cada uno de los números siguientes a tres cifras significativas.
(**a**) 93.246
(**b**) 0.02857
(**c**) 4.644
(**d**) 34.250

22. Redondea cada uno de los números siguientes a tres cifras significativas.
(**a**) 8.8726
(**b**) 21.25
(**c**) 129.509
(**d**) 1.995×10^6

23. Expresa cada uno de los siguientes números en notación científica.
(**a**) 2 900 000
(**b**) 0.587
(**c**) 0.00840
(**d**) 0.0000055

24. Escribe cada uno de los siguientes números en notación científica.
(**a**) 0.0456
(**b**) 4082.2
(**c**) 40.30
(**d**) 12 000 000

25. Efectúa las operaciones siguientes, y anota las respuestas con la cantidad correcta de cifras significativas.
(**a**) $12.62 + 1.5 + 0.25 =$
(**b**) $(2.25 \times 10^3)(4.80 \times 10^4) =$
(**c**) $\frac{452 \times 6.2}{14.3} =$
(**d**) $0.0394 \times 12.8 =$
(**e**) $\frac{0.4278}{59.6} =$
(**f**) $10.4 + 3.75 \times (1.5 \times 10^4) =$

26. Evalúa cada una de las expresiones siguientes. Anota las respuestas con la cantidad correcta de cifras significativas.
(**a**) $15.2 - 2.75 + 15.67$
(**b**) 4.68×12.5
(**c**) $\frac{182.6}{4.6}$
(**d**) $1986 + 23.84 + 0.012$
(**e**) $\frac{29.3}{284 \times 415}$
(**f**) $(2.92 \times 10^{-3})(6.14 \times 10^5)$

27. Convierte a decimales las siguientes fracciones. Expresa cada respuesta con tres cifras significativas.
(**a**) $\frac{5}{6}$ (**b**) $\frac{3}{7}$ (**c**) $\frac{12}{16}$ (**d**) $\frac{9}{18}$

28. Convierte los decimales siguientes a fracciones de números primos.
(**a**) 0.25 (**b**) 0.625 (**c**) 1.67 (**d**) 0.8888

29. Despeja x de cada una de las ecuaciones siguientes:

(a) $3.42x = 6.5$

(b) $\frac{x}{12.3} = 7.05$

(c) $\frac{0.525}{x} = 0.25$

30. Despeja la variable de cada una de las ecuaciones siguientes:

(a) $x = \frac{212 - 32}{1.8}$

(b) $8.9 \frac{g}{mL} = \frac{40.90\ g}{x}$

(c) $72°F = 1.8x + 32$

Conversión de unidades

31. Completa las siguientes conversiones métricas usando la cantidad correcta de cifras significativas.
(a) 28.0 cm a m
(b) 1000. m a km
(c) 9.28 cm a mm
(d) 10.68 g a mg
(e) 6.8×10^4 mg a kg
(f) 8.54 g a kg
(g) 25.0 mL a L
(h) 22.4 L a μL

32. Haz las siguientes conversiones métricas, usando la cantidad correcta de cifras significativas.
(a) 4.5 cm a Å
(b) 12 nm a cm
(c) 8.0 km a mm
(d) 164 mg a g
(e) 0.65 kg a mg
(f) 5.5 kg a g
(g) 0.468 L a mL
(h) 9.0 μL a mL

33. Lleva a cabo las siguientes conversiones del sistema inglés al sistema métrico, con la cantidad correcta de cifras significativas.
(a) 42.2 pulg a cm
(b) 0.64 mi a pulg
(c) 2.00 $pulg^2$ a cm^2
(d) 42.8 kg a lb
(e) 3.5 cuartos de galón a mL
(f) 20.0 gal a L

34. Realiza las siguientes conversiones, con la cantidad correcta de cifras significativas.
(a) 35.6 m a pies
(b) 16.5 km a mi
(c) 4.5 $pulg^3$ a mm^3
(d) 95 lb a g
(e) 20.0 gal a L
(f) 4.5×10^4 $pies^3$ a m^3

35. Un automóvil que viaja a 55 millas por hora se mueve ¿a qué velocidad, en kilómetros por hora?

36. Un ciclista va pendiente abajo a 55 km/hr. ¿A qué velocidad avanza, en pies por segundo?

37. Carl Lewis, velocista de los Juegos Olímpicos de 1988, corrió los 100. m en 9.92 s. ¿Cuál fue su velocidad en pies por segundo?

38. Al Unser Jr., calificó en la *Pole Position* en las 500 millas de Indianápolis, en 1994, con una velocidad de 229 mi/hr. ¿Cuál fue su velocidad en kilómetros por segundo?

39. Cuando la sonda espacial Galileo llegó a Júpiter en 1995, viajaba a una velocidad media de 27 000 millas por hora. ¿Cuál era su velocidad, en kilómetros por segundo?

40. El Sol se encuentra, aproximadamente, a 93 millones de millas de la Tierra. ¿Cuántos segundos tarda la luz del Sol en llegar a la Tierra, si la velocidad de la luz es de 3.00×10^8 m/s?

41. ¿Cuántos kilogramos pesa un hombre de 176 lb?

42. La masa promedio del corazón de un bebé humano es, aproximadamente, de 1 onza. ¿Cuánto es su masa en miligramos?

43. Una tableta normal de aspirina contiene 5.0 gramos de aspirina. ¿Cuántos gramos de aspirina tiene la tableta (1 gramo = 1/7000 lb)?

44. La masa promedio de un colibrí adulto es de 3.2 g, mientras que un cóndor de California puede llegar a pesar 21 lb. ¿Con cuántos colibrís se iguala la masa de un cóndor?

45. La masa de una bolsa de galletas es de 283.5 g; la bolsa cuesta $1.49. Si contiene 18 galletas, calcula el costo de una libra de ellas.

46. El precio del oro varía mucho, y ha llegado a costar hasta $875 la onza. ¿Cuál es el valor de 250 g de oro a $350 la onza? El oro se maneja en onzas troy, y 14.58 onzas troy = 1 lb.

47. A 35¢/L, ¿cuánto costará llenar de gasolina un tanque de 15.8 galones?

48. ¿Cuántos litros de gasolina se necesitan para recorrer 525 millas con un coche que consume 35 millas por galón?

*49. Suponiendo que hay 20 gotas en 1.0 mL, ¿cuántas gotas hay en 1 galón?

50. ¿Cuántos litros de petróleo hay en un barril de 42 galones?

*51. Calcula la cantidad de mililitros de agua que hay en un pie cúbico del líquido.

*52. El petróleo se esparce sobre el agua formando una capa delgada que se llama "derrame de petróleo." ¿Cuánta área, en m^2, cubren 200 cm^3 de petróleo, si la capa mide 0.5 mm de espesor?

53. Un libro de texto tiene 27 cm de altura, 21 cm de ancho y 4.4 cm de grosor. ¿Cuál es su volumen en:
(a) ¿centímetros cúbicos?
(b) ¿litros?
(c) ¿pulgadas cúbicas?

54. Un acuario mide 16 x 8 x 10 pulg. ¿Cuántos litros de agua contiene? ¿Cuántos galones?

Conversión de temperaturas

55. La temperatura corporal normal en los humanos es de 98.6 °F. ¿A qué temperatura corresponde, en la escala Celsius?

56. Al entrar en un almacén ves que la temperatura en él es de 45 °C. Determina a qué temperatura corresponde en la escala Fahrenheit, y deduce en qué estación del año estás.

57. Realiza las conversiones siguientes, y plantea una ecuación para cada una:
(a) 162°F a °C
(b) 0.0°F a K
(c) -18°C a °F
(d) 212 K a °C

58. Haz las conversiones siguientes y plantea una ecuación para cada una.
(a) 32°C a °F
(b) -8.6°F a °C
(c) 273°C a K
(d) 100 K a °F

*59. ¿En qué punto son exactamente iguales las temperaturas Fahrenheit y Celsius?

*60. ¿En qué punto las temperaturas Fahrenheit y Celsius son exactamente iguales, pero de signo contrario?

Densidad

61. Calcula la densidad de un líquido, si 50.00 mL de él tienen 78.26 g de masa.

62. Una muestra de 12.8-mL de bromo tiene 39.9 g de masa. ¿Cuál es la densidad del bromo?

63. Cuando se coloca una pieza de cromo metálico, de 32.7 g, en una probeta con 25.0 mL de agua, el nivel de ésta sube hasta 29.6 mL. Calcula la densidad del cromo.

64. La masa de una probeta vacía es de 42.817 g. Cuando se llena con 50.0 mL de un líquido desconocido, la masa total es igual a 106.773 g. ¿Cuál es la densidad del líquido?

65. El ácido clorhídrico concentrado tiene 1.19 g/mL de densidad. Calcula la masa de 250.0 mL de ese ácido.

66. ¿Qué masa de mercurio, cuya densidad es de 13.6 g/mL, ocupa un volumen de 25.0 mL?

Ejercicios adicionales

Los siguientes ejercicios no están relacionados ni agrupados por temas; son para que adquieras más práctica en la aplicación de los conceptos descritos en este capítulo.

67. Un litro de leche entera homogeneizada tiene 1032 g de masa. ¿Qué densidad tiene la leche, en gramos por mililitro? ¿Y en kilogramos por litro?

68. El volumen del plasma sanguíneo en los adultos es de 3.1 L. Su densidad es de 1.03 g/cm^3. Aproximadamente, ¿cuántas libras de plasma sanguíneo tiene tu organismo?

*69. Las líneas interrumpidas en las carreteras tienen 2.5 pies de longitud y 4.0 pulgadas de ancho. Un cuarto de galón de pintura cubre 43 $pies^2$. ¿Cuántas marcas interrumpidas se pueden pintar con 15 gal de pintura?

70. Un cubo hueco, de 0.50 m de lado, ¿alcanza para contener 8.5 L de una solución? De acuerdo con tu respuesta, ¿cuánta más solución se necesitaría para llenar el recipiente, o cuántas veces habrá que llenarlo para medir 8.5 L?

***71.** La dosis mercurial reconocida como tóxica es de 300 µg/día. En los consultorios dentales a veces hay hasta 180 µg de mercurio por metro cúbico de aire. Una enfermera que trabaja en ese consultorio aspira 2×10^4 L de aire por día, ¿se arriesga a una intoxicación por mercurio?

72. ¿Qué temperatura es mayor: 4.5 °F o -15 °C?

***73.** Un matraz con 100. mL de alcohol (d = 0.789 g/mL) se coloca en uno de los platillos de una balanza. Un recipiente mayor, cuya masa es 11.0 g más que la del matraz vacío, se coloca en el otro platillo. ¿Qué volumen de aguarrás (d = 0.87 g/mL) se debe agregar a ese matraz para que los dos platillos estén equilibrados?

74. Supón que tienes muestras de dos metales, A y B. Con los datos de abajo determina qué muestra ocupa el mayor volumen.

	A	B
Masa	25 g	65 g
Densidad	10 g/mL	4 g/mL

***75.** Al calentar un sólido su volumen aumenta, pero su masa permanece constante. Traza una gráfica de la densidad en función de la temperatura, donde se vea esta tendencia, y explícala en forma concisa.

76. Se agrega una muestra de 35.0 mL de alcohol etílico (densidad 0.789 g/mL) a una probeta cuya masa es de 49.28 g. ¿Cuál será la masa del cilindro con el alcohol?

77. Se te proporcionan tres cubos: el A, el B y el C. Uno es de magnesio, otro de aluminio y el tercero es de plata. Los tres tienen la misma masa, pero el cubo A tiene 25.9 mL de volumen, el B de 16.7 mL y el C de 4.29 mL. Identifica los cubos A, B y C.

***78.** La masa de un cubo de aluminio es de 500 g. ¿Cuál será la masa de un cubo de oro de las mismas dimensiones?

79. Una muestra de 25.0-mL de agua, a 90 °C, tiene una masa de 24.12 g. Calcula la densidad del agua a esta temperatura.

80. La masa de un recipiente vacío es de 88.25 g. Cuando está lleno con un líquido cuya densidad es d = 1.25 g/mL, es igual a 150.50 g. ¿Cuál es el volumen del recipiente?

81. ¿Qué líquido ocupa más volumen: 50 g de agua o 5 g de alcohol etílico? Explica tu respuesta.

82. Un comerciante en oro anuncia la venta de una barra de oro puro. La masa de la barra es de 3300 g, y sus medidas son 2.00 cm × 15.0 cm × 6.00 cm. ¿Es la barra de oro puro? Comprueba tu respuesta.

83. La pepita de oro más grande de que se tenga noticia se encontró en Nueva Gales del Sur, Australia, en 1872, y su masa fue de 93.3 kg. Suponiendo que era de oro puro, ¿cuál fue su volumen en centímetros cúbicos? ¿Cuál sería su valor en la actualidad, el oro vale $345 por onza? (14.58 onzas troy = 1 lb)

***84.** El Profesor Distraído colocó 25.0 mL de un líquido en una probeta cuya masa, cuando está vacía, es de 89.450 g. Cuando el profesor colocó una barra metálica de 15.454 g en la probeta, el volumen aumentó a 30.7 mL. Se le pidió que calculara la densidad del líquido y de la barra de metal, basándose en sus datos, pero se le olvidó determinar la masa del líquido. Se le dijo que, si determinaba la masa de la probeta con el líquido y la barra, tendría suficientes datos para sus cálculos. Lo hizo y resultó que esa masa era igual a 125.934 g. Calcula la densidad del líquido y la del metal de la barra.

Respuestas a los ejercicios de práctica

2.1 (a) 2, (b) 4, (c) 4, (d) 1, (e) 3, (f) 4, (g) 1, (h) 3

2.2 (a) 42.25 (regla 2), (b) 88.0 (regla 1), (c) 0.0897 (regla 2), (d) 0.090 (regla 2), (e) 225 (regla 1), (f) 14.2 (regla 2)

2.3 (a) $1200 = 1.200 \times 10^3$ (hacia la izquierda el exponente es positivo), b) $6\,600\,000 = 6.6 \times 10^6$ (hacia la izquierda el exponennente es positivo), c) $0.0468 = 4.68 \times 10^{-2}$ (hacia la derecha el exponente es negativo) d) $0.00003 = 3 \times 10^{-5}$ (hacia la derecha el exponente es negativo)

2.4 3350 pulg^2 = 3.4×10^3 pulg^2

2.5 50.7 mi/h

2.6 0.79

2.7 (a) 2, (b) 2, (c) 1, (d) 2, (e) 4, (f) 2, (g) 2, (h) 2

2.8 1.69×10^4 m

2.9 30 m^3, o bien 3×10^1 m^3

2.10 165 lb

2.11 0.14 lb

2.12 0.793 cuartos de galón.

2.13 1.89 L (la cantidad de cifras significativas es arbitraria)

2.14 −269°C, −452°F

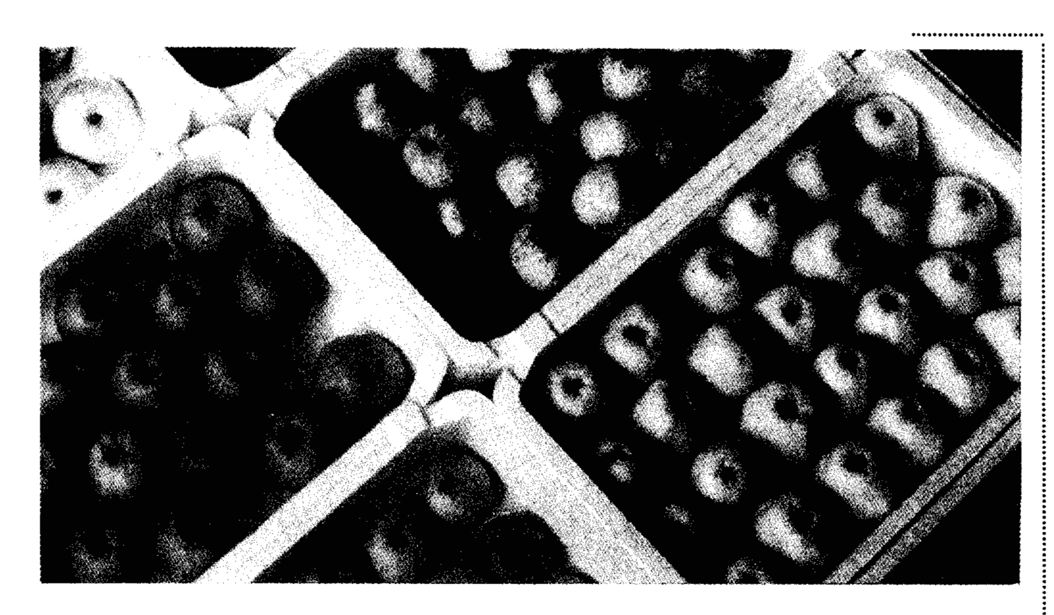
2.15 37.0°C, 310.2 K

2.16 La densidad es 13 g/mL y por consiguiente el anillo no es de plata pura.

2.17 0.88 g/mL

Capítulo 3

Clasificación de la materia



Las manzanas se clasifican por color, sabor y variedad antes que lleguen al consumidor

Durante toda nuestra vida buscamos ordenar el caos que nos rodea. Para ello, clasificamos a las cosas de acuerdo con sus semejanzas. En la biblioteca, encontramos que los libros están agrupados según la materia y también por autor. La tienda departamental acomoda su mercancía por tamaño y estilo, cuando es ropa, y también por tipo de cliente. En los escenarios deportivos, los lugares se clasifican por por su precio y por su ubicación. El biólogo divide al mundo viviente en plantas y animales; esta clasificación tan amplia se concreta después con diversos *phyla* y géneros específicos. En química, el proceso de clasificación comienza con las mezclas, como el aire o el vinagre, para pasar a las sustancias puras, como el agua o el mercurio. El proceso continúa y al final llegamos a los constituyentes fundamentales de la materia, que son los elementos.

3.1 Definición de materia

El Universo entero está formado por materia y energía. Todos los días estamos en contacto con incontables tipos de materia. El aire, los alimentos, el agua, las rocas, el suelo, el vidrio y este libro son, todos ellos, distintos tipos de **materia**. La definición amplia de materia es *cualquier cosa* que tenga masa y ocupe un espacio.

materia

La materia puede ser bastante intangible o invisible. Por ejemplo, si sumergimos un tubo de ensayo aparentemente vacío boca abajo en un vaso de agua, el agua sólo sube muy poco en el interior del tubo. No puede subir más porque el tubo está lleno de una materia invisible: el aire (ve la Fig. 3.1).

A simple vista, parece que la materia es continua e ininterrumpida. Sin embargo, en realidad es discontinua y está formada por partículas discretas y diminutas llamadas *átomos*. La naturaleza discreta *(en forma de partículas)* de la materia se hará evidente cuando estudiemos la estructura atómica y las propiedades de los gases.

3.2 Estados físicos de la materia

La materia existe en tres estados físicos: sólido, líquido y gaseoso. Un **sólido** tiene forma y volumen bien definidos, y sus partículas se conservan rígidamente una junto a otra. La forma de un sólido no depende del recipiente que lo contenga. Por ejemplo, un cristal de azufre tiene la misma forma y volumen, esté en el interior de un vaso o simplemente sobre la mesa.

sólido

Los sólidos más comunes, como la sal, el azúcar, el cuarzo y los metales, son cristalinos. Las partículas que forman a los materiales cristalinos siguen patrones geométricos regulares, repetitivos y tridimensionales. Hay sólidos, sin embargo, cuyas partículas no tienen orden regular alguno, ni patrón geométrico interno; por ejemplo, los plásticos, el vidrio y los geles. Estos sólidos se llaman sólidos **amorfos**. (La palabra *amorfo* quiere decir sin forma.)

amorfos

TABLA 3.1 **Sustancias comunes en los estados sólido, líquido y gaseoso de la materia**

Sólidos	Líquidos	Gases
Aluminio	Alcohol	Acetileno
Cobre	Sangre	Aire
Oro	Gasolina	Butano
Polietileno	Miel	Dióxido de carbono
Sal	Mercurio	Cloro
Arena	Aceite	Helio
Acero	Vinagre	Metano
Azufre	Agua	Oxígeno

TABLA 3.2 **Propiedades físicas de los sólidos, líquidos y gases**

Estado	Forma	Volumen	Partículas	Compresibilidad
Sólido	Definida	Definido	Rígidamente unidas; muy empacadas.	Muy pequeña
Líquido	Indefinida	Definido	Móviles; unidas	Pequeña
Gas	Indefinida	Indefinido	Independientes y relativamente lejanas entre sí	Alta

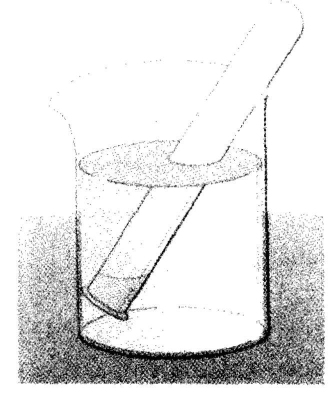


Figura 3.1
Un tubo de ensayo, aparentemente vacío, se sumerge boca abajo en agua. Sólo sube un poco de agua dentro de él, porque en realidad está lleno de aire.

líquido

Un **líquido** tiene volumen definido, pero no tiene forma definida, y sus partículas están unidas entre sí, firme pero no rígidamente. Aunque las partículas se mantienen unidas a causa de intensas fuerzas de atracción y están en contacto estrecho entre sí, pueden moverse con libertad. La movilidad de sus partículas comunica fluidez a un líquido, y es la causa de que tome la forma del recipiente donde se almacena.

gas

Un **gas** tiene volumen indefinido y no tiene forma fija; sus partículas se mueven en forma independiente una de otra. Las partículas del estado gaseoso tienen la energía suficiente para contrarrestar las fuerzas de atracción que las mantenían unidas en el estado líquido o sólido. Un gas empuja constantemente en todas direcciones a las paredes de cualquier recipiente. Por esta propiedad, los gases llenan por completo los recipientes que ocupan. Las partículas de un gas están relativamente separadas entre sí, en comparación de las de los líquidos o de los sólidos. El volumen real de las partículas de un gas es, casi siempre, muy pequeño en comparación con el volumen del espacio que ocupa el gas en su totalidad. Por consiguiente, un gas se puede comprimir hasta que ocupe un volumen muy pequeño, o se puede expander casi sin límite. Los líquidos no se pueden comprimir mucho, y los sólidos mucho menos.

Si destapamos un frasco de solución de amoniaco en una esquina del laboratorio, pronto podremos percibir su olor en todo el recinto. El gas amoniaco que escapa de la solución es un ejemplo de que las partículas gaseosas se mueven libre y rápidamente, y de que tienden a repartirse por todo el espacio dentro del cual se liberan.

Aunque la materia es discontinua, existen fuerzas de atracción que mantienen unidas a las partículas y que dan a la materia su apariencia de continuidad. Esas fuerzas de atracción tienen intensidad máxima en los sólidos, a los cuales comunican su rigidez; son más débiles en los líquidos, pero lo suficientemente fuertes para conservar el volumen definido del líquido. En los gases, las fuerzas de atracción son tan débiles que las partículas de un gas son prácticamente independientes entre sí. En la tabla 3.1, vemos varios materiales comunes que existen en estado sólido, líquido o gaseoso. En la tabla 3.2, se resumen, comparativamente, las propiedades de los sólidos, los líquidos y los gases.



El agua puede existir en forma sólida (nieve), como líquido (agua) y como gas (vapor), como vemos aquí en el Parque Yellowstone.

3.3 Sustancias y mezclas

La palabra *materia* se refiere a todos los materiales, o cosas materiales, que forman el Universo. Existen miles de tipos distintos de materiales o sustancias. Una **sustancia** es un tipo especial de materia, con composición definida y fija. A veces a la sustancia se le llama *sustancia pura*, y es un elemento o un compuesto. Algunos ejemplos comunes de elementos son el cobre, el oro y el oxígeno. Entre los compuestos más conocidos tenemos la sal, el azúcar y el agua.

sustancia

Al eliminar una muestra de materia, podemos clasificarla como *homogénea* o *heterogénea*. La materia **homogénea** tiene aspecto uniforme y tiene las mismas propiedades en toda ella. La materia formada por dos o más fases físicamente distintas es **heterogénea**. Una **fase** es una parte homogénea de un sistema, separada de otras partes mediante fronteras físicas. Un **sistema** es, simplemente, el conjunto de la materia que se considera. Siempre que tengamos un sistema en el que existan fronteras visibles entre sus partes o componentes, ese sistema tendrá más de una fase y será heterogéneo.

homogénea
heterogénea
fase
sistema

Una sustancia pura puede existir en forma de distintas fases en un sistema heterogéneo. Por ejemplo, el hielo que flota en el agua es un sistema de dos fases, formado por agua sólida y agua líquida. El agua de cada fase tiene la misma composición, pero como en el sistema están presentes las dos fases, el sistema es heterogéneo.

Una **mezcla** es un material que contiene dos o más sustancias y puede ser homogénea o heterogénea. Las mezclas tienen composición variable. Si agregamos una cucharada de azúcar a un vaso con agua de inmediato se forma una mezcla heterogénea. Las dos fases presentes son un sólido (el azúcar) y un líquido (el agua). Pero al agitar esa mezcla, el azúcar se disuelve formándose una mezcla homogénea: una solución. Las dos sustancias continúan presentes: todas las partes de la solución son dulces y líquidas. Podemos variar las proporciones de azúcar y agua tan solo con agregar más azúcar y agitar para que se disuelva.

mezcla

Hay muchas sustancias que no forman mezclas homogéneas. Si mezclamos azúcar y arena blanca fina formamos una mezcla heterogénea. Quizá sea necesario realizar un examen cuidadoso para determinar si la mezcla es heterogénea, porque las dos fases, azúcar y arena, son sólidos blancos. Por lo general, la materia se encuentra casi siempre en forma de mezcla. Si analizamos al suelo, al granito, a un mineral o a cualquier depósito de minerales formado de manera natural, veremos que se trata de mezclas heterogéneas. El aire es una mezcla (o solución) homogénea de varios gases. En la figura 3.2 se indican las relaciones de las sustancias y las mezclas.

Los diagramas de flujo ayudan a visualizar las relaciones entre los conceptos.

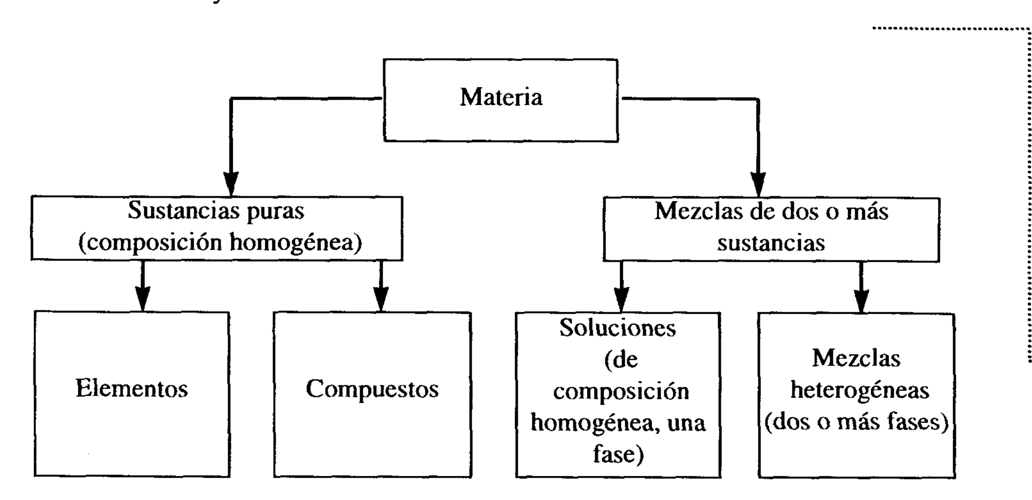


Figura 3.2
Clasificación de la materia. Una sustancia pura siempre tiene composición homogénea, mientras que una mezcla siempre contiene dos o más sustancias, y puede ser homogénea o heterogénea.

3.4 Elementos

elementos

Todas las palabras que contiene un diccionario de español se forman con un alfabeto de sólo 29 letras. Todas las sustancias conocidas en la Tierra, y con toda probabilidad en el Universo, también están formadas por una especie de "alfabeto químico" compuesto por 111 elementos conocidos hasta ahora. Un **elemento** es una sustancia fundamental o elemental que no se puede descomponer para formar sustancias más simples, usando medios químicos. Los elementos son las piedras constructivas de todas las sustancias. Se numeran en orden de complejidad creciente, comenzando con el hidrógeno que tiene el número 1. De los primeros 92 elementos, sabemos que 88 se encuentran en la naturaleza. Los otros cuatro, que son el tecnecio (43), el prometio (61), el astatino (85) y el francio (87), no se encuentran en la naturaleza o su existencia es tan solo transitoria durante la desintegración radiactiva. Excepto el elemento número 94, el plutonio, los elementos posteriores a éste no se conocen en la naturaleza, pero se han sintetizado en laboratorios, casi siempre en cantidades diminutas. Hace poco se informó el descubrimiento de huellas del elemento 94 (plutonio) en la naturaleza. En 1994, se dieron a conocer las síntesis de los elementos 110 y 111. En todo el Universo no se han encontrado elementos distintos de los que hay en la Tierra.

La mayor parte de las sustancias se puede descomponer en dos o más sustancias más simples. El agua se puede descomponer en hidrógeno y oxígeno. El azúcar se puede descomponer en carbono, hidrógeno y oxígeno. La sal de mesa se descompone con facilidad en sodio y cloro. Sin embargo, un elemento no se puede descomponer y formar sustancias más simples mediante los métodos químicos ordinarios.

átomo

Si pudiéramos tomar una pequeña porción de un elemento, por ejemplo de cobre, y dividirla y subdividirla en partículas cada vez más pequeñas, llegaríamos finalmente a una unidad de cobre que ya no podríamos dividir. A esta partícula mínima que puede existir de un elemento se le llama **átomo**, siendo también la unidad mínima de un elemento que puede participar en una reacción química. Los átomos están formados por partículas subatómicas todavía más pequeñas, pero esas partículas, que describiremos en el capítulo 5, ya no tienen las propiedades de los elementos.

3.5 Distribución de los elementos

Los elementos están distribuidos muy irregularmente en la naturaleza, como vemos en la figura 3.3. A la temperatura ambiente normal, dos de los elementos, el bromo y el mercurio, son líquidos. Once elementos, que son el hidrógeno, el nitrógeno, el oxígeno, el flúor, el cloro, el helio, el neón, el argón, el kriptón, el xenón y el radón, son gases. Todos los demás elementos son sólidos.

Diez elementos forman el 99% de la masa de la corteza terrestre, del agua de mar y de la atmósfera. El oxígeno es el más abundante de ellos, y construye el 50% de esa masa. La distribución de los elementos que vemos en la tabla 3.3 incluye la corteza terrestre hasta una profundidad aproximada de 16 km, los océanos, el agua dulce y la atmósfera, pero no comprende el manto ni el núcleo de la Tierra, que se cree están formados por los metales hierro y níquel. Como la atmósfera contiene relativamente poca materia, el incluirla casi no tiene efecto sobre la distribución que aparece en la tabla 3.3. Pero si incluimos al agua salada y dulce, sí vemos un efecto apreciable porque el agua contiene, aproximadamente, 11.2% de hidrógeno. Casi todo el 0.87% del hidrógeno que muestra la tabla se debe al agua.

En la figura 3.4, vemos la distribución promedio de los elementos en el cuerpo humano. Observa de nuevo el porcentaje alto de oxígeno.

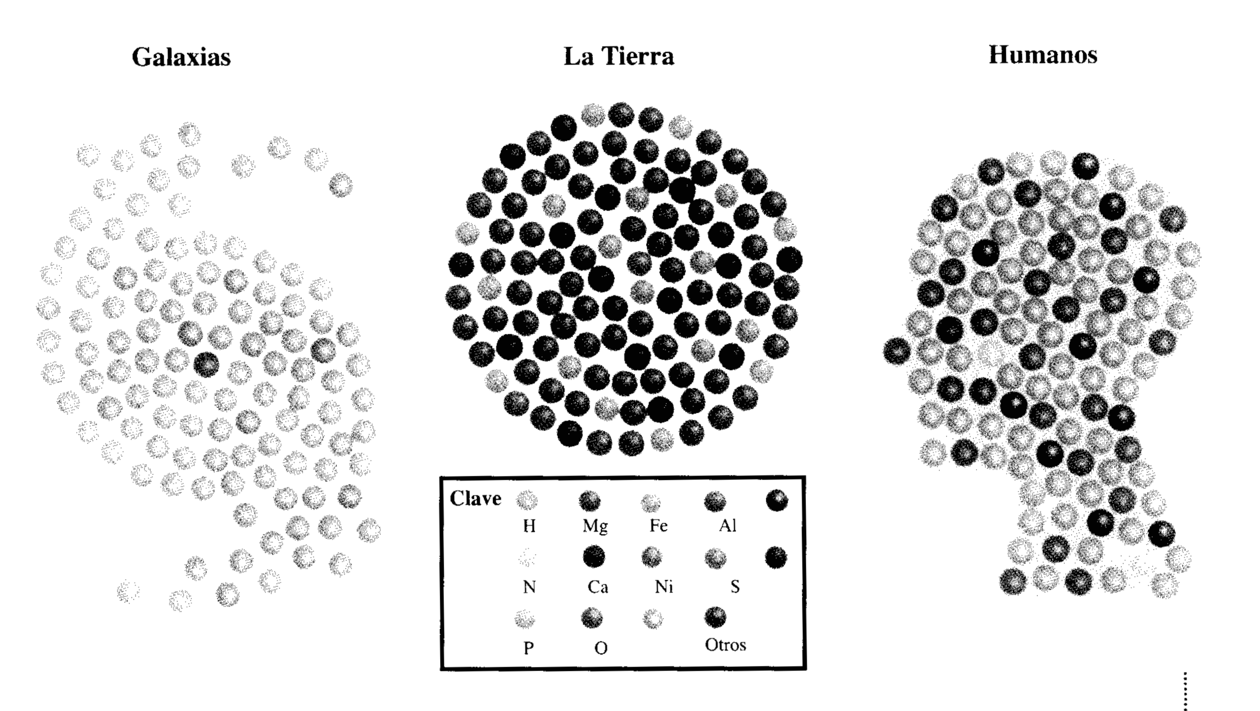


Figura 3.3
Distribución de los elementos en la naturaleza.

TABLA 3.3 **Distribución de los elementos en la corteza terrestre, agua de mar y atmósfera**

Elemento	Porcentaje en masa	Elemento	Porcentaje en masa
Oxígeno	49.20	Cloro	0.19
Silicio	25.67	Fósforo	0.11
Aluminio	7.50	Manganeso	0.09
Hierro	4.71	Carbono	0.08
Calcio	3.39	Azufre	0.06
Sodio	2.63	Bario	0.04
Potasio	2.40	Nitrógeno	0.03
Magnesio	1.93	Flúor	0.03
Hidrógeno	0.87		
Titanio	0.58	Los demás	0.47

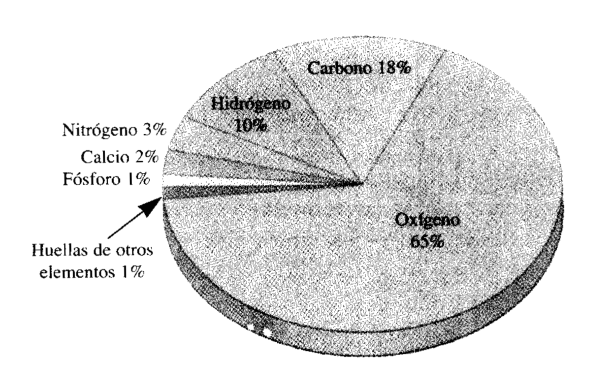


Figura 3.4
Composición elemental promedio del cuerpo humano.

3.6 Nombres de los elementos

Los nombres de los elementos provienen de diversas fuentes. Muchos de ellos se derivan de palabras griegas, latinas o germánicas antiguas, que casi siempre describían una propiedad del elemento. Por ejemplo, yodo proviene de la palabra griega *iodes*, que quiere decir violáceo. En realidad, el yodo es violeta en su estado de vapor. El nombre del bismuto, un metal, tuvo su origen en las palabras alemanas *weisse masse*, que quieren decir masa blanca. Los mineros lo llamaban *wismat*, que después cambiaron a bismat y por último a bismuto. Algunos elementos reciben su nombre del lugar donde se realizó su descubrimiento; por ejemplo, el germanio, descubierto en 1886 por un químico alemán. Hay otros elementos cuyo nombre conmemora a científicos famosos, como el einstenio y el curio, nombrados así en honor de Albert Einstein y de Marie Curie, respectivamente.

3.7 Símbolos de los elementos

símbolos

Existe controversia acerca de los nombres de los elementos cuyos símbolos tienen tres letras (ve "Química en acción", página 103).

Todos sabemos que Sr., N. Y. y Ave. son abreviaturas de señor, Nueva York y avenida. De igual modo, los químicos asignaron una abreviatura a cada elemento; a esas abreviaturas se les llama **símbolos** de los elementos. Catorce de los símbolos constan de una sola letra, seis tienen tres letras y el resto dos letras. Un símbolo representa al elemento mismo, o a un átomo del elemento o, como veremos después, a una cantidad determinada del elemento.

Las reglas con que se formaron los símbolos de los elementos son las siguientes:

1. Los símbolos se forman con una, dos o tres letras.
2 Si se usa una letra, se pone en mayúscula.
3. Si se usan dos o tres letras, sólo la primera se pone en mayúsculas.

Ejemplos: Azufre, S Bario, Ba.

En la tabla que aparece en la segunda de forros, o parte interior de la portada de este libro, aparecen los símbolos y nombres de todos los elementos. En la tabla 3.4, sólo aparecen los símbolos que se usan con mayor frecuencia. Si revisamos con cuidado esa tabla, observaremos que la mayor parte de los símbolos comienza con la misma letra que la primera del nombre del elemento que representa. Sin embargo, hay varios símbolos que parecen no tener relación con los nombres de los elementos que representan (ve la tabla 3.5). Estos símbolos se han mantenido desde los nombres primitivos, por lo general en latín, y están tan bien arraigados en las publicaciones que continuamos usándolos.

Debemos tener mucho cuidado al escribir los símbolos. Comienza cada uno con letra mayúscula y, si es necesario, usa minúsculas para la segunda letra y posteriores. Por ejemplo, si vemos Co, se trata del símbolo del elemento cobalto. Si por error escribimos CO (C y O mayúsculas), estamos representando a los elementos carbono y oxígeno, respectivamente, en la *fórmula* del monóxido de carbono, y no al elemento cobalto. Otro ejemplo que ilustra la necesidad de tener cuidado al escribir los símbolos lo tenemos con el símbolo del calcio, Ca, y del cobalto, Co. Las letras deben ser claras, porque si no se puede malinterpretar el símbolo del elemento.

Para poder escribir las fórmulas y ecuaciones químicas es fundamental conocer los símbolos además de que los usaremos mucho en el resto del libro y los usarás extensamente en todos los cursos posteriores de química que tomes. Un modo de aprender los símbolos es practicar algunos minutos al día, formando listas una al lado de la otra, con nombres y

TABLA 3.4 **Símbolos de los elementos más comunes**

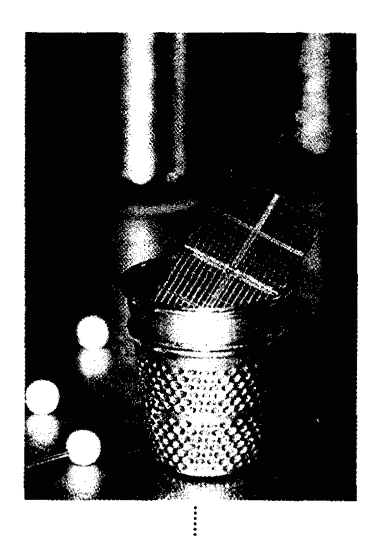
Elemento	Símbolo	Elemento	Símbolo	Elemento	Símbolo
Aluminio	Al	Flúor	F	Fósforo	P
Antimonio	Sb	Oro	Au	Platino	Pt
Argón	Ar	Helio	He	Potasio	K
Arsénico	As	Hidrógeno	H	Radio	Ra
Bario	Ba	Yodo	I	Silicio	Si
Bismuto	Bi	Hierro	Fe	Plata	Ag
Boro	B	Plomo	Pb	Sodio	Na
Bromo	Br	Litio	Li	Estroncio	Sr
Cadmio	Cd	Magnesio	Mg	Azufre	S
Calcio	Ca	Manganeso	Mn	Estaño	Sn
Carbono	C	Mercurio	Hg	Titanio	Ti
Cloro	Cl	Neón	Ne	Tungsteno	W
Cromo	Cr	Níquel	Ni	Uranio	U
Cobalto	Co	Nitrógeno	N	Zinc	Zn
Cobre	Cu	Oxígeno	O		

TABLA 3.5 **Símbolos de los elementos derivados de sus nombres antiguos***

Nombre actual	Símbolo	Nombre antiguo
Antimonio	Sb	Estibium
Cobre	Cu	Cuprum
Oro	Au	Aurum
Hierro	Fe	Ferrum
Plomo	Pb	Plumbum
Mercurio	Hg	Hydrargyrum
Potasio	K	Kaliu
Plata	Ag	Argentum
Sodio	Na	Natrium
Estaño	Sn	Stannum
Tungsteno	W	Wolfram

* Estos símbolos se usan en la actualidad, aunque no corresponden con el nombre actual del elemento.

símbolos para después cubrir cada columna y escribir el nombre o símbolo correspondiente. Te aconsejamos que aprendas los símbolos de los elementos más comunes, inicialmente los que aparecen en la tabla 3.4



Este *chip* de computadora, diminuto y poderoso, está hecho de silicio, que es un metaloide.

3.8 Metales, no metales y metaloides

Las tres clases principales de elementos que existen son: los metales, los no metales y los metaloides. Muchos de los elementos son metales. Los conocemos bien por su amplio uso

en las herramientas, materiales de construcción, automóviles, etcétera. Pero los no metales son igualmente útiles en nuestra vida diaria, por formar parte de nuestra ropa, alimento, combustible, vidrio, plástico y madera. Los metaloides se emplean con frecuencia en la industria electrónica.

metales

Los **metales** son sólidos a la temperatura ambiente (el mercurio es una excepción), tienen gran lustre, son buenos conductores del calor y la electricidad, son *maleables* (se pueden laminar o martillar para formar láminas) y son dúctiles (se pueden hilar para formar alambres). Casi todos los metales tienen punto de ebullición y densidad altos. Los metales comunes son el aluminio, el cromo, el cobre, el oro, el hierro, el plomo, el magnesio, el mercurio, el níquel, el platino, la plata, el estaño y el zinc. Algunos de los metales menos comunes, pero muy importantes, son el calcio, el cobalto, el potasio, el sodio, el uranio y el titanio.

Los metales tienen poca tendencia a combinarse entre sí. Sin embargo, muchos de ellos se combinan con facilidad con no metales como el cloro, el oxígeno y el azufre, para formar compuestos iónicos como por ejemplo, cloruros, óxidos y sulfuros de metal (o *metálicos*). En la naturaleza, los metales más reactivos se encuentran combinados con otros elementos en los minerales. Hay algunos metales menos reactivos, como el cobre, la plata y el oro, que a veces se encuentran en estado nativo o libre.

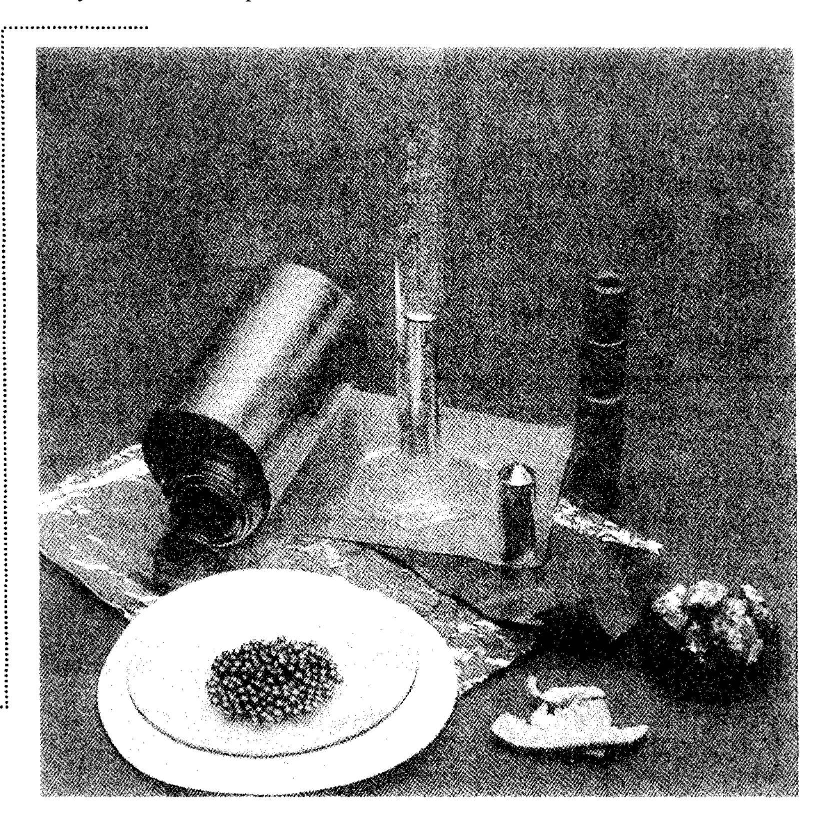
no metales

Los **no metales**, a diferencia de los metales, no tienen lustre, tienen puntos de fusión y densidades relativamente bajos, y casi siempre son malos conductores del calor y la electricidad. El carbono, el fósforo, el azufre, el selenio y el yodo son sólidos; el bromo es líquido y el resto de los no metales es gas. Los no metales más comunes que se encuentran sin combinar en la naturaleza son el carbono (incluyendo al grafito y al diamante), el nitrógeno, el oxígeno, el azufre y los gases nobles: helio, neón, argón, kriptón, xenón y radón.

Los no metales se combinan entre sí y forman compuestos moleculares como dióxido de carbono (CO_2), metano (CH_4), butano (C_4H_{10}) y dióxido de azufre (SO_2). El flúor es el no metal más reactivo y se combina rápidamente con casi todos los demás elementos.



J. J. Berzelius (1779-1848) inventó el sistema de símbolos químicos que usamos hoy en día.



Muestras de varios metales que incluyen aluminio, cobre, mercurio, titanio, berilio, cadmio, calcio y níquel.



QUÍMICA EN ACCIÓN

Hidrógeno: ¿el combustible del futuro?

El hidrógeno es el elemento más ligero de la tabla periódica y podría proporcionar las bases para tener una sociedad movida por un combustible casi inagotable, ecológicamente benigno, y que está disponible para fines domésticos. El programa espacial lo ha empleado durante más de 20 años para impulsar cohetes, para suministrar energía eléctrica y hasta para suministrar agua potable. ¿Cómo podríamos dominar la energía del hidrógeno y usarla en una economía basada en él como combustible?

Uno de los principales obstáculos para usar al hidrógeno como combustible primario es la dificultad de almacenarlo. Como es un gas tiene baja densidad y requiere recipientes voluminosos para su almacenamiento; el hidrógeno líquido (p.eb. -253 °C) requiere una refrigeración intensa y recipientes bien aislados. La mejor solución al problema del almacenamiento podría ser generar al hidrógeno al momento de emplearlo.

El esquema más prometedor, por sencillo y poco costoso, para generar al hidrógeno se basa en el fierroesponja. La cualidad más notable del fierroesponja es su capacidad de oxidarse con facilidad. En el proceso de oxidación, el agua se descompone en hidrógeno y oxígeno, mientras que el hierro se convierte en óxido de hierro, o herrumbre. Casi siempre la oxidación se lleva a cabo con mucha lentitud, de modo que el hidrógeno se forma en cantidades demasiado pequeñas para ser útiles. Sin embargo, la empresa H Power Corp, de Belleville, N. J. desarrolló un proceso que aumenta la rapidez de oxidación, y que recicla al óxido de hierro de nuevo al estado de fierroesponja para que pueda producir más hidrógeno.

Este ciclo del fierroesponja se puede ligar, después, con celdas de combustible para eliminar la necesidad de unidades de almacenamiento de hidrógeno en los vehículos. Ese ciclo se puede emplear también en la calefacción doméstica, o en procesos industriales. Como el fierroesponja es poco costoso y reciclable, podría transportarse por barco o ferrocarril a muchos lugares. El costo total debe competir con el de los combustibles fósiles.

Con esta tecnología, el cambio a hidrógeno como combustible principal se puede llevar a cabo en forma gradual. Para emplear al hidrógeno con eficiencia se requiere una infraestructura que se podría desarrollar en 20 o 25 años. Los estudios indican que el sector transporte podría ser el primero en usar al hidrógeno. Los vehículos impulsados por hidrógeno pueden tener un gran impacto en lugares como California o México, donde los reglamentos recientes piden menores emisiones vehiculares. Los automóviles convencionales se pueden convertir para que funcionen con hidrógeno, pero la dificultad principal es obtener a bordo el hidrógeno suficiente para disponer de un radio de alcance razonable. Otra área de desarrollo de las celdas de hidrógeno es el del empleo doméstico. En la Universidad de Miami se efectuaron estudios que indican que el hidrógeno se puede usar para cocinar y en la calefacción.

El uso del hidrógeno gaseoso como combustible puede tener un impacto fundamental en la organización de nuestra sociedad. En lugar de las gigantescas plantas de fuerza, nuestras necesidades enegéticas se podrían satisfacer con celdas locales que suministren toda la energía de calefacción, enfriamiento, alumbrado y demás. No habría pérdidas en las líneas de transmisión y la inversión de capital sería poca. Lo mejor de todo es que el sistema reduciría el impacto ambiental que tiene actualmente la generación de energía, y llevaría el costo de la generación de energía de un negocio reglamentado por el gobierno a las manos del consumidor final.

El *LaserCel 1*, dado a conocer en 1991, resulta más económico operacionalmente hablando, con hidrógeno que con gasolina. Esto se logró reemplazando el motor de combustión interna con una celda de hidrógeno.

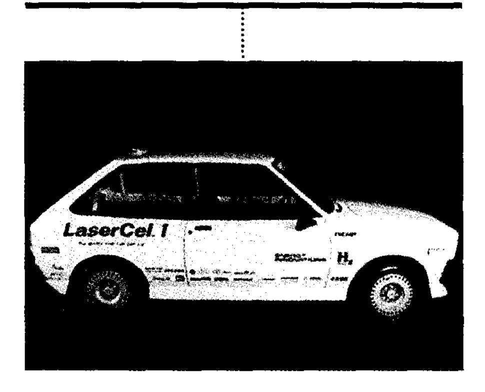


TABLA 3.6 **Clasificación de los elementos en metales, metaloides y no metales**

Metales
Metaloides
No metales

1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 La*	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac†	104 Unq	105 Unp	106 Unh	107 Uns	108 Uno	109 Une									
			*	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
			†	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

metaloides

Hay algunos elementos, como el boro, el silicio, el germanio, el arsénico, el antimonio, el telurio y el polonio, que se clasifican como **metaloides**, y sus propiedades son intermedias entre las de los metales y las de los no metales. En la tabla 3.6, vemos la posición intermedia que ocupan esos elementos entre los metales y los no metales. En esa tabla aparecen todos los elementos y se clasifican como metales, no metales y metaloides. Algunos de los metaloides, como el boro, el silicio y el germanio, son las materias primas que se utilizan en la fabricación de los dispositivos semiconductores que hacen posible nuestra moderna industria electrónica.

3.9 Compuestos

compuesto

Un **compuesto** es una sustancia distinta que contiene dos o más elementos combinados químicamente en proporciones definidas de masa. Los compuestos, a diferencia de los elementos, se pueden descomponer químicamente y formar sustancias más simples, esto es en compuestos más simples y,o elementos. Los átomos de los elementos de un compuesto están combinados en relaciones de números enteros, y nunca en forma de partes fraccionarias. Los compuestos se clasifican, de manera general, en dos tipos: *moleculares e iónicos.*

molécula

Una **molécula** es la unidad individual más pequeña, sin carga, de un compuesto y se forma por la unión de dos o más átomos. El agua es un compuesto molecular típico. Si dividimos una gota de agua en partículas cada vez más pequeñas, al final llegaremos a una



Muestras de varios no metales que incluyen yodo, bromo, oxígeno, neón y azufre.

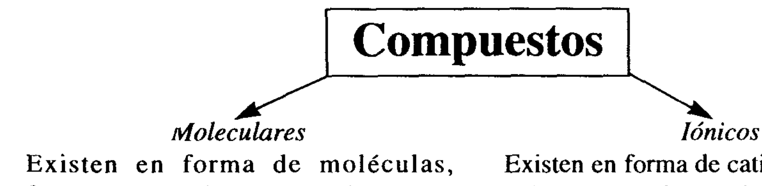
sola molécula de agua formada por dos átomos de hidrógeno enlazados con un átomo de oxígeno. Esta molécula es la partícula mínima de agua; ya no se puede subdividir sin destruirla y formar hidrógeno y oxígeno.

ion

Un **ion** es un átomo, o un grupo de átomos, con carga eléctrica positiva o negativa. Un compuesto iónico se mantiene unido por las fuerzas de atracción que se desarrollan entre los iones con carga positiva y los de carga negativa. A un ion con carga positiva se le llama **catión**, y a uno con carga negativa se le llama **anión**.

catión

anión



Moleculares: Existen en forma de moléculas, formadas por dos o más elementos enlazados entre sí.

Iónicos: Existen en forma de cationes y aniones, unidos por la fuerza de atracción entre sus cargas positivas y negativas.

El cloruro de sodio es un compuesto iónico característico. Las partículas mínimas de cloruro de sodio son iones sodio con carga positiva y iones cloruro con carga negativa. El cloruro de sodio se mantiene agrupado en su estructura cristalina debido a las fuerzas de atracción que existen entre esos iones de carga opuesta. Aunque los compuestos iónicos están formados por grandes agregados de cationes y aniones, sus fórmulas se representan siempre mediante la relación más sencilla posible entre las cantidades de átomos que forman el compuesto. Por ejemplo, en el cloruro de sodio esa relación es un ion sodio a un ion cloruro, y la fórmula es $NaCl$. En la figura 3.5 se muestran los dos tipos de compuestos, molecular y iónico.

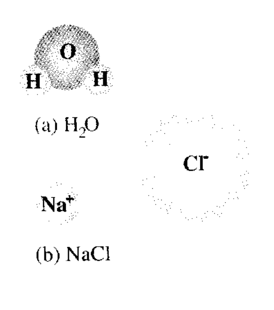


Figura 3.5
Representación de compuestos moleculares y iónicos (no moleculares). a) Dos átomos de hidrógeno se combinan con uno de oxígeno para formar una molécula de agua. b) Un ion sodio cargado positivamente y un ion cloruro cargado negativamente forman el compuesto llamado cloruro de sodio.

Hay más de 9 millones de compuestos conocidos y registrados y no se prevé algún límite en cuanto a la cantidad que se podrá preparar en el futuro. Cada compuesto es único y tiene propiedades características. Fijémonos, con cierto detalle, en dos compuestos: el agua y el cloruro de sodio. El agua es un líquido incoloro, inodoro e insípido que puede convertirse en un sólido (hielo) a 0°C o en un gas (vapor) a 100°C. Está formado por dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno en cada una de sus moléculas y gravimétricamente (en términos de masa) está formado por 11.2% de hidrógeno y 88.8% de oxígeno. El agua reacciona químicamente con el sodio para producir hidrógeno gaseoso e hidróxido de sodio; reacciona con la cal viva para producir hidróxido de calcio, o cal apagada, o con el trióxido de azufre, para formar ácido sulfúrico. Ningún otro compuesto lo iguala exactamente en esas propiedades físicas y químicas; son características únicas del agua.

El cloruro de sodio es una sustancia cristalina incolora, con una relación de un átomo de sodio a un átomo de cloro. Su composición gravimétrica (en masa) es de 39.3% de sodio y 60.7% de cloro. En su estado sólido no conduce electricidad; se disuelve en agua, para producir una solución que sí conduce la electricidad. Cuando se pasa una corriente a través de cloruro de sodio fundido, se producen sodio metálico y cloro gaseoso. Estas propiedades específicas pertenecen al cloruro de sodio y a ninguna otra sustancia más. Por consiguiente, un compuesto se puede identificar y diferenciar de todos los demás por sus propiedades características.

3.10 Elementos que existen en forma de moléculas diatómicas

moléculas diatómicas

Hay siete elementos, todos no metales, que existen en forma de **moléculas diatómicas.** Esos elementos, sus símbolos, fórmulas y propiedades principales aparecen en la tabla 3.7. Ya sea que se encuentren libres en la naturaleza o que se preparen en el laboratorio, las moléculas de esos elementos contienen siempre dos átomos. Por consiguiente, las fórmulas de esos elementos se escriben siempre en libertad para indicar su composición molecular: H_2, N_2, O_2, F_2, Cl_2 Br_2 e I_2.

TABLA 3.7 **Tabla 3.7 Elementos que existen en forma de moléculas diatómicas**

Elemento	Símbolo	Fórmula molecular	Estado normal
Hidrógeno	H	H_2	Gas incoloro
Nitrógeno	N	N_2	Gas incoloro
Oxígeno	O	O_2	Gas incoloro
Flúor	F	F_2	Gas amarillo pálido
Cloro	Cl	Cl_2	Gas amarillo verdoso
Bromo	Br	Br_2	Líquido café rojizo
Yodo	I	I_2	Sólido negro azulado

Es importante ver cómo se usan los símbolos para representar un átomo o una molécula de un elemento. Por ejemplo, veamos los casos del hidrógeno y del oxígeno. El hidrógeno gaseoso está presente en los gases volcánicos y se puede preparar mediante mu-

chas reacciones químicas. Independientemente de su origen, todas las muestras de hidrógeno gaseoso libre consisten en moléculas diatómicas. El hidrógeno libre se representa por la fórmula H_2, que también expresa su composición. El oxígeno constituye, aproximadamente, el 21% en volumen del aire que respiramos. Este oxígeno libre se regenera constantemente en la fotosíntesis; también se puede preparar en el laboratorio mediante varias reacciones. La mayor parte del oxígeno libre es diatómico y se representa por la fórmula O_2. Ahora consideremos al agua, que es un compuesto que se representa con la fórmula H_2O (y a veces HOH). El agua no contiene hidrógeno libre (H_2) ni oxígeno libre (O_2). La parte H_2 de la fórmula H_2O tan solo indica que en el agua hay dos átomos de hidrógeno combinados con un átomo de oxígeno.

Los símbolos se usan para representar a los elementos, mostrar la composición de las moléculas de los elementos y también la composición elemental de las sustancias.

3.11 Fórmulas químicas

fórmula química

Las fórmulas químicas son las abreviaturas de los compuestos. Una **fórmula química** muestra los símbolos de los elementos y la relación de sus átomos en un compuesto. El cloruro de sodio contiene un átomo de sodio por cada átomo de cloro; su fórmula es NaCl. La fórmula del agua es H_2O; indica que una molécula de agua contiene dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno.

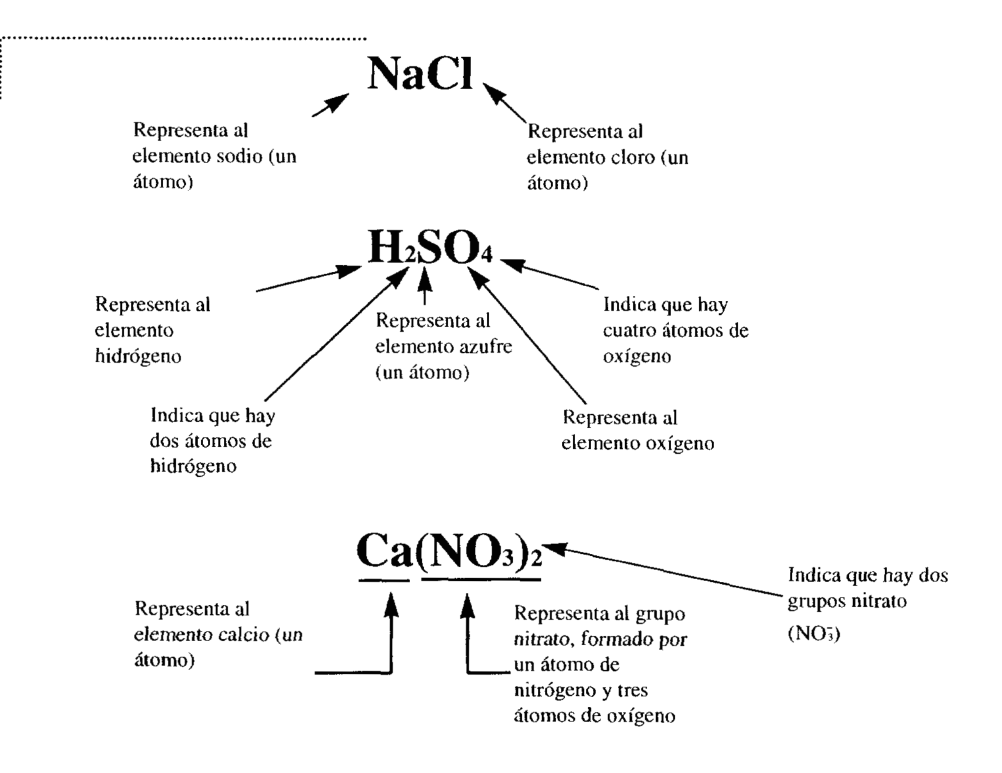
La fórmula de un compuesto nos dice de qué elementos está formado y cuántos átomos de cada elemento hay en una fórmula unitaria. Por ejemplo, una molécula de ácido sulfúrico está formada por dos átomos de hidrógeno, un átomo de azufre y cuatro átomos de oxígeno. Ese compuesto podría representarse en la forma HHSOOOO, pero lo que se acostumbra para representar al ácido sulfúrico es H_2SO_4. La fórmula se puede leer como "hache dos ese o cuatro". Los números que aparecen un poco abajo y a la derecha del símbolo de un elemento se llaman **subíndices**. Así, el 2 y el 4 son subíndices en H_2SO_4 (ve la Fig. 3.6).

subíndices

Las características de las fórmulas químicas son:

1. La fórmula de un compuesto contiene los símbolos de todos los elementos que forman ese compuesto.
2. Cuando la fórmula contiene un átomo de un elemento, el símbolo de ese elemento representa a ese átomo único. No se usa el número uno (1) como subíndice para indicar que hay un átomo de un elemento.
3. Cuando la fórmula contiene más de un átomo de un elemento, la cantidad de átomos se indica mediante un subíndice escrito a la derecha del símbolo de ese átomo. Por ejemplo, el dos (2) en H_2O indica que hay dos átomos de H en la fórmula.
4. Cuando la fórmula contiene más de un grupo de átomos que forman una unidad, se colocan paréntesis alrededor del grupo, y la cantidad de unidades del grupo se indica con un subíndice a la derecha del paréntesis. Por ejemplo, tenemos el grupo nitrato, NO_3. La fórmula del nitrato de sodio, $NaNO_3$, sólo tiene un grupo nitrato, por consiguiente no se necesitan paréntesis. Por otro lado, el nitrato de calcio, $Ca(NO_3)_2$, tiene dos grupos nitrato, lo cual se indica empleando los paréntesis y el subíndice 2. La molécula de $Ca(NO_3)_2$ está formada por un total de nueve átomos: uno de Ca, dos de N y seis de O. La fórmula $Ca(NO_3)_2$ se lee "ce a ene o tres dos veces".

Figura 3.6
Explicación de las fórmulas NaCl, H_2SO_4 y $Ca(NO_3)_2$.



5. Las fórmulas que se escriben, como las siguientes: H_2O, H_2SO_4, $Ca(NO_3)_2$ y $C_{12}H_{22}O_{11}$ sólo muestran la cantidad y tipo de cada átomo que contiene el compuesto; no muestran el ordenamiento de los átomos en la molécula de compuesto, ni cómo se enlazan entre sí.

Ejemplo 3.1

Escribe las fórmulas de los siguientes compuestos, cuya composición atómica se describe: a) ácido clorhídrico: 1 átomo de hidrógeno + 1 átomo de cloro; b) metano: 1 átomo de carbono + 4 átomos de hidrógeno; c) glucosa: 6 átomos de carbono + 12 átomos de hidrógeno + 6 átomos de oxígeno.

Solución

a) Primero escribimos los símbolos de los átomos presentes en la fórmula H Cl. Como la relación de átomos es uno a uno, en este caso simplemente acercaremos entre sí los símbolos, para obtener la fórmula del ácido clorhídrico, que es HCl.

b) Escribimos los símbolos de los átomos: C H. A continuación, los juntamos y ponemos el subíndice 4 después del átomo de hidrógeno. La fórmula es CH_4

c) Escribimos los símbolos de los átomos: C H O. A continuación, escribimos la fórmula, juntando los símbolos seguidos de los subíndices correspondientes, que corresponden a los datos del problema (seis C, doce H y seis O). La fórmula es $C_6H_{12}O_6$.

QUÍMICA EN ACCIÓN

Carbono: el camaleón

Uno de los elementos más peculiares de la tabla periódica es el carbono. Aunque es mucho menos abundante que otros elementos, se consigue con facilidad. El carbono se encuentra libre en tres formas, llamados alótropos: como grafito mineral, como diamante y como buckminsterfullereno, forma que se acaba de descubrir. Las propiedades físicas de los alótropos son muy distintas entre sí. El diamante está formado por cristales octaédricos transparentes, incoloros cuando están puros, aunque pueden encontrarse también en una gama de colores que va desde el azul pálido hasta el negro azabache, a causa de las impurezas. Es la sustancia más dura que se conoce y conduce muy bien el calor. Cuando un diamante tiene ciertas impurezas agregadas intencionalmente, se transforma en semiconductor de la electricidad. Los diamantes para las herramientas de corte proceden de minas o son sintéticos. La mayor parte de los diamantes preciosos se extrae de minas que se encuentran en Sudáfrica, pero algunos también provienen de Sudamérica. Por otra parte, el grafito está formado por capas o láminas de átomos de carbono que se deslizan con facilidad entre sí. Es un excelente conductor de la electricidad. Se extrae de las minas en forma de cristales masivos, o se obtiene calentando carbón y alquitrán en hornos a temperaturas muy altas. El buckmisterfullereno está formado por grupos de átomos de carbono ordenados en forma de un balón de fútbol. Su estructura en forma de jaula le permite capturar otros átomos, lo cual es la base de interesantes aplicaciones. En la sección "Química en acción", de la página 227 podrás encontrar más información acerca del *buckminsterfullereno.*

El carbono es un componente esencial para la vida vegetal y animal. Por ejemplo, el carbón se forma por la descomposición gradual de las plantas que se enriquecen en carbono mediante la pérdida de metano y dióxido de carbono, ambos gaseosos durante el proceso de descomposición. La *destilación destructiva* del carbón se presenta cuando éste se calienta en ausencia del aire. Con este procedimiento se desintegran los compuestos carbonados y se produce el coke o coque, que tiene de 90 a 95% de grafito. El negro de carbón, o carbón activado, formado por diminutos cristales de grafito, se prepara por destilación destructiva de la madera. El carbón animal también está formado por diminutos cristales de grafito, y se prepara por destilación destructiva de huesos y desechos de empacadoras. El negro de humo se forma cuando se quema gas natural con carencia parcial de aire. Se forma un residuo de grafito en una superficie fría, que después se raspa para desprenderlo.

El carbono libre tiene varias aplicaciones en nuestra sociedad. Los diamantes se extraen y se conservan por su calidad de piedra preciosa, se emplean en joyería y se guardan en calidad de inversión. También se emplean en herramientas de corte y perforación. El grafito tiene muchos usos como lubricante. Las mezclas de arcilla y grafito se moldean para formar la "puntilla" de los lápices. A mayor contenido de arcilla, la puntilla es más dura. También, el grafito se usa en forma de electrodos en las pilas secas y se encuentra en algunas pinturas y ceras para estufa.

El carbón activado puede absorber grandes cantidades de otras sustancias en su superficie. Por este motivo es muy útil en los sistemas de purificación de agua, en la fabricación de máscaras antigases y para eliminar color de soluciones (por ejemplo, en la refinación del azúcar). El coque tiene importancia como combustible, y también se usa para reducir al hierro de sus minerales. Las aleaciones de hierro con carbono forman la base del importantísimo producto industrial llamado acero. El negro de humo se emplea para fabricar papel carbón, tinta de impresión y algunas de las ceras para zapatos. Es el aditivo del caucho que hace que los neumáticos sean negros.

Además, el carbono se combina químicamente con otros elementos, formando una miriada de *compuestos* muy útiles. Los **hidrocarburos** contienen carbono e hidrógeno, y se encuentran en el petróleo y el gas natural. Hay tantos hidrocarburos y derivados de ellos, que una rama completa de la química, la *química orgánica,* se dedica a estudiarlos y comprenderlos. También el carbono se encuentra en forma de dióxido de carbono, CO_2, en nuestra atmósfera. En esta forma es uno de los *gases de invernadero* que contribuye al calentamiento global del planeta que tanto preocupa a la ciencia (ve la Sección 8.7). El monóxido de carbono, CO, tiene importancia como combustible gaseoso. Es incoloro, inodoro, insípido y extremadamente venenoso. El respirar cantidades mínimas de monóxido de carbono puede tener consecuencias fatales.

El carbono se puede combinar con el cloro y el flúor para formar un grupo de compuestos llamado **clorofluorocarbonos** (o clorofluorocarburos). Estos compuestos se emplean mucho como refrigerantes y ciertamente contribuyen a la destrucción de la capa de ozono de nuestra atmósfera; por ello, son tema de debate y reglamentación a nivel mundial (ve la Sección 12.17).



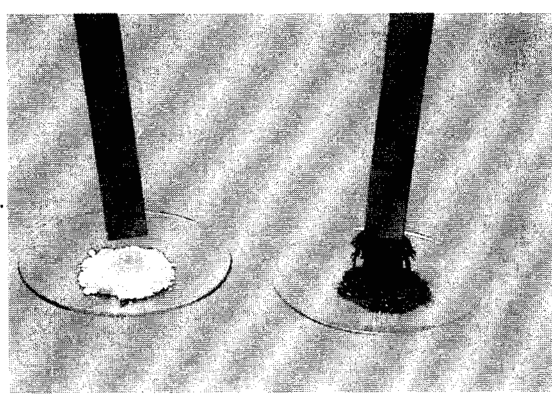
Diamantes y grafito.

3.12 Mezclas

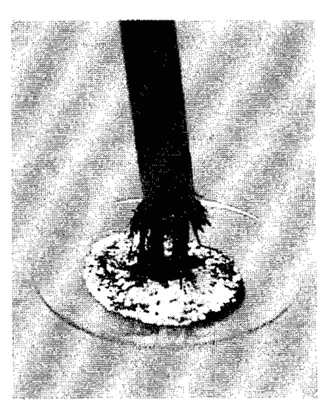
Las sustancias, sean elementos o compuestos, casi nunca se encuentran en estado puro en la naturaleza. El aire es una mezcla de gases, el agua de mar es una mezcla de muchos minerales disueltos con agua y el suelo es una mezcla compleja de minerales y diversos materiales orgánicos.

¿Qué diferencia hay entre una mezcla y una sustancia pura? Una mezcla siempre contiene dos o más sustancias que se pueden presentar en concentraciones variables. Veamos un ejemplo de mezcla homogénea y un ejemplo de mezcla heterogénea. Las mezclas homogéneas, como las soluciones de sal en agua, sea al 5% o al 10%, se pueden preparar simplemente mezclando las cantidades adecuadas de sal y agua. Esas mezclas se pueden separar hirviendo el agua, con lo que la sal queda en forma de residuo. La composición de una mezcla heterogénea de cristales de azufre y limaduras de hierro se puede variar tan solo agregando más limaduras o más azufre. Esta mezcla se puede separar por medios físicos, por ejemplo con un imán que atraiga al hierro, o con disulfuro de carbono que disuelva al azufre.

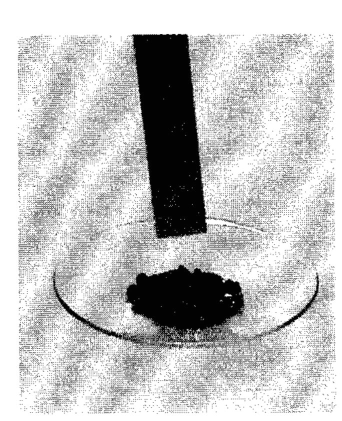
a) Cuando el hierro y el azufre se encuentran en forma de sustancias puras, sólo el hierro es atraído por un imán. b) Una mezcla de hierro y azufre se puede separar mediante su diferencia en atracción magnética. c) El sulfuro de hierro (II), que es un compuesto, no se puede separar en sus elementos mediante un imán.



(a)



(b)



(c)

TABLA 3.8

Comparación entre mezclas y compuestos

	Mezcla	Compuesto
Composición	Puede estar formada por elementos, compuestos o ambos, en proporciones variables.	Formado por dos o más elementos en proporción de masa definida y fija.
Separación de componentes	La separación se puede hacer mediante procedimientos físicos o mecánicos.	Los elementos sólo se pueden separar mediante cambios químicos.
Identificación de los componentes	Los componentes no pierden su identidad.	Un compuesto no se asemeja a los elementos de los cuales está formado.

El sulfuro de hierro (II) (FeS) contiene 63.5% de Fe y 36.5% de S, en masa. Si mezclamos hierro y azufre en esa proporción, ¿obtendremos sulfuro de hierro (II)? No, porque lo que obtenemos sigue siendo una mezcla. Al hierro lo sigue atrayendo un imán. Pero si calentamos mucho esta mezcla, se presenta un cambio químico (o reacción) en el que las sustancias reaccionantes, el hierro y el azufre, forman una nueva sustancia, el sulfuro de hierro (II). Esa sustancia, FeS, está formada por hierro y azufre y tiene propiedades distintas de las del hierro o del azufre. Ni es atraída por un imán, ni se disuelve en disulfuro de carbono. Las diferencias entre la *mezcla* de hierro y azufre y el *compuesto* sulfuro de hierro (II), son las siguientes:

Existe controversia acerca de los nombres de los elementos cuyos símbolos tienen tres letras (ve "Química en acción", página 103).

	Mezcla de hierro y azufre	Compuesto de hierro y azufre
Fórmula	No tiene fórmula definida: está formada por Fe y S.	FeS
Composición	Contiene Fe y S en cualquier proporción, en masa.	63.5% de Fe y 36.5% de S, en masa.
Separación	El Fe y el S se pueden separar por medios físicos.	El Fe y el S se pueden separar sólo mediante un cambio químico.

En la tabla 3.8 se comparan las características generales de las mezclas y los compuestos.

Repaso de conceptos

1. Describe los tres estados físicos de la materia.
2. Describe la diferencia entre sustancia y mezcla.
3. Clasifica algunos materiales comunes como elementos, compuestos o mezclas.
4. Escribe los símbolos, cuando se citen los nombres, o escribe los nombres cuando se citen los símbolos, de los elementos de la tabla 3.4.
5. Describe cómo se usan los símbolos, incluyendo los subíndices y los paréntesis, para escribir las fórmulas químicas.
6. Establece la diferencia entre átomos, moléculas y iones.
7. Haz una lista de las características de los metales, los no metales y los metaloides.
8. Cita los elementos que se presentan en forma de moléculas diatómicas.

Palabras clave

Los términos que se citan a continuación se definieron a lo largo de este capítulo. Después de cada uno aparece el número de sección donde se explica. En el glosario encontrarás definiciones más detalladas.

QEA indica que el término se encuentra en un ensayo "Química en Acción".

alótropos (QEA)
amorfo (3.2)
anión (3.9)
átomo (3.4)
catión (3.9)
clorofluorocarbonos (QEA)
compuesto (3.9)
elemento (3.4)
fase (3.3)
fórmula química (3.11)
gas (3.2)
heterogéneo (3.3)
homogéneo (3.3)
hidrocarburos (QEA)
ion (3.9)
líquido (3.2)
materia (3.1)
metal (3.8)
metaloide (3.8)
mezcla (3.3)
molécula (3.9)
moléculas diatómicas (3.10)
no metal (3.8)
símbolo (3.7)
sistema (3.3)
sólido (3.2)
subíndice (3.11)
sustancia (3.3)

Preguntas

Las preguntas se refieren a las tablas, figuras, palabras clave y conceptos que se definieron en el capítulo. Las preguntas o ejercicios más difíciles se indican con un asterisco.

1. Cita cuatro sustancias distintas que existan en cada uno de los tres estados de la materia.
2. Explica, en términos de las propiedades de las partículas elementales de una sustancia,
   a) por qué un sólido tiene forma definida, pero un líquido no.
   b) por qué un líquido tiene volumen definido, pero un gas no.
   c) por qué un gas se puede comprimir con facilidad,pero un sólido no se puede comprimir en forma apreciable.
3. ¿Qué evidencia puedes ver en la figura 3.1 de que los gases ocupan espacio?
4. ¿Cuáles de los líquidos de la tabla 3.1 no son mezclas?
5. ¿Cuáles de los gases de la tabla 3.1 no son sustancias puras?
6. Cuando se destapa una botella parcialmente llena que contiene ácido acético sólido y líquido a 16.7 °C, se esparce de inmediato un fuerte olor a vinagre. ¿Cuántas fases de ácido acético debe haber en la botella? Explica tu respuesta.
7. El sistema presente en el interior de la botella de la pregunta 6, ¿es homogéneo o heterogéneo? Explica tu respuesta.
8. ¿Es necesariamente homogéneo un sistema que sólo contiene una sustancia? Explica tu respuesta.

9. ¿Es necesariamente heterogéneo un sistema formado por dos o más sustancias? Explica tu respuesta.
10. En la corteza terrestre, el agua de mar y la atmósfera, ¿hay más átomos de silicio que de hidrógeno? Emplea la tabla 3.3 y el hecho que la masa de un átomo de silicio es, aproximadamente, 28 veces mayor que la de un átomo de hidrógeno.
11. ¿Qué representa el símbolo de un elemento?
12. Escribe los que tú creas que son los símbolos de los elementos fósforo, aluminio, hidrógeno, potasio, magnesio, sodio, nitrógeno, níquel, plata y plutonio. Ahora ve los símbolos correctos, vuélvelos a escribir y compara las dos listas.
13. Establece la diferencia de significado en cada uno de los pares siguientes: a) Si y SI, b) Pb y PB, c) 4P y P_4.
14. Menciona seis elementos con sus símbolos, en los que la primera letra del símbolo sea diferente de la del nombre (Tabla 3.5).
15. Escribe los nombres y símbolos de los 14 elementos que tienen una sola letra en su símbolo (ve la tabla de la segunda de forros).
16. Describe la diferencia entre elemento y compuesto.
17. ¿Cuántos metales hay? ¿Cuántos no metales? ¿Cuántos metaloides? (Tabla 3.6.)
18. De los diez elementos más abundantes en la corteza terrestre, océanos y atmósfera, ¿cuántos son metales? ¿Cuántos son no metales? ¿Cuántos son metaloides? (Tabla 3.3.)
19. De los seis elementos más abundantes en el cuerpo humano, ¿cuántos son metales? ¿Cuántos son no metales? ¿Cuántos son metaloides? (Figura 3.4.)
20. ¿Por qué el símbolo del oro es Au, y no O ni Or?
21. Cita los nombres de a) el no metal diatómico sólido y b) el no metal diatómico líquido (Tabla 3.7).
22. Describe la diferencia entre compuesto y mezcla.
23. ¿Cuáles son los dos tipos generales de compuestos? ¿En qué difieren entre sí?
24. ¿Cuál es la base para distinguir un compuesto de otro?
25. ¿Cuántos átomos hay en a) una molécula de hidrógeno, b) una molécula de agua y c) una molécula de ácido sulfúrico?
26. ¿Cuál es la principal diferencia entre un catión y un anión?
27. Escribe los nombres y las fórmulas de los elementos que existen en forma de moléculas diatómicas (Tabla 3.7).
28. Cita la diferencia que hay entre mezcla homogénea y heterogénea.

29. Haz una tabla de las propiedades que caracterizan a los metales y a los no metales.
30. ¿Cuáles de las siguientes moléculas son diatómicas?
a) H_2 c) HCl e) NO g) $MgCl_2$
b) SO_2 d) H_2O f) NO_2
31. ¿Cuál es la mayor dificultad que se presenta para usar al hidrógeno como principal fuente de combustible?
32. ¿Cómo se puede emplear el fierroesponja (hierro muy poroso) como fuente reciclable de hidrógeno combustible?
33. Cita el nombre de los tres alótropos del carbono.
34. Haz una lista de tres formas, como mínimo, de cristales de grafito, e indica una fuente de cada una de ellas.
35. Haz una lista de cuatro usos del grafito en la vida cotidiana.
36. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas? Vuelve a redactar las que sean incorrectas. Trata de resolver estas preguntas sin consultar el libro.
a) El líquido es el estado menos compacto de la materia.
b) Los líquidos tienen un volumen y una forma definidos.
c) La materia es discontinua en estado sólido, es decir, está formada por partículas discretas.
d) La madera es homogénea.
e) La madera es una sustancia.
f) El polvo es una mezcla.
g) El agua de mar, aunque es homogénea, es una mezcla.
h) Todo sistema formado sólo por una sustancia es homogéneo.
i) Todo sistema que contiene dos o más sustancias es heterogéneo.
j) Una solución, aun cuando contenga material disuelto, es homogénea.
k) La unidad mínima de un elemento que pueda existir y participar en una reacción química se llama molécula.
l) Los constituyentes básicos de todas las sustancias que no se pueden descomponer en sustancias más simples mediante los cambios químicos ordinarios, se llaman compuestos.
m) El elemento más abundante en la corteza terrestre, agua de mar y atmósfera es el oxígeno.
n) El elemento más abundante en el cuerpo humano, en masa, es el carbono.
o) La mayor parte de los elementos se representan mediante símbolos formados por una o dos letras.
p) El símbolo del cobre es Co.
q) El símbolo del sodio es Na.
r) El símbolo del potasio es P.
s) El símbolo del plomo es Pl.
t) Los nombres antiguos de algunos elementos originaron símbolos aparentemente incongruentes, como el Fe para el hierro.
u) Un compuesto es una sustancia distinta que contiene dos o más elementos combinados en una proporción gravimétrica (en masa) definida.
v) La unidad individual mínima sin carga de un compuesto, formada por la unión de dos o más átomos, se llama sustancia.
w) Un ion es un átomo o grupo de átomos con carga eléctrica positiva o negativa.
x) El bromo es un elemento que forma una molécula diatómica, Br_2.
y) La fórmula Na_2CO_3 indica un total de seis átomos, incluyendo tres de oxígeno.
z) Una propiedad general de los no metales es que son buenos conductores del calor y la electricidad.

Ejercicios relacionados

Los siguientes ejercicios están relacionados uno a uno. A cada ejercicio con número impar sigue otro semejante con número par. Las respuestas a los ejercicios con número par aparecen en el apéndice V.

37. En la lista siguiente, de compuestos y fórmulas, ¿qué elementos hay en cada compuesto?
 a) Yoduro de potasio KI
 b) Carbonato de sodio Na_2CO_3
 c) Óxido de aluminio Al_2O_3
 d) Bromuro de calcio $CaBr_2$
 e) Ácido acético $HC_2H_3O_2$

39. Escribe la fórmula de cada uno de los compuestos siguientes. La composición del compuesto aparece después de su nombre.
 a) Óxido de zinc 1 átomo de Zn y 1 átomo de O.
 b) Clorato de potasio 1 átomo de K, 1 átomo de Cl y 3 átomos de O.
 c) Hidróxido de sodio 1 átomo de Na, 1 átomo de O y 1 átomo de H.
 d) Alcohol etílico 2 átomos de C, 6 átomos de H y 1 átomo de O.

41. Explica el significado de cada símbolo y número en las fórmulas siguientes:
 (a) H_2O
 (b) Na_2SO_4
 (c) $HC_2H_3O_2$

43. ¿Cuántos átomos están representados en cada una de las fórmulas siguientes?
 (a) KF
 (b) $CaCO_3$
 (c) $K_2Cr_2O_7$
 (d) $NaC_2H_3O_2$
 (e) $(NH_4)_2C_2O_4$

45. ¿Cuántos átomos de oxígeno están representados en cada una de las fórmulas siguientes?
 (a) H_2O
 (b) $CuSO_4$
 (c) H_2O_2
 (d) $Fe(OH)_3$
 (e) $Al(ClO_3)_3$

47. Clasifica cada uno de los materiales siguientes como elemento, compuesto o mezcla:
 a) Aire
 b) Oxígeno
 c) Cloruro de sodio
 d) Vino

49. Clasifica cada uno de los materiales siguientes como elemento, compuesto o mezcla:
 a) Pintura
 b) Sal
 c) Cobre
 d) Cerveza

38. En la lista siguiente, de compuestos y fórmulas, ¿qué elementos hay en cada compuesto?
 a) Bromuro de magnesio $MgBr_2$
 b) Tetracloruro de carbono CCl_4
 c) Ácido nítrico HNO_3
 d) Sulfato de bario $BaSO_4$
 e) Fosfato de aluminio $AlPO_4$

40. Escribe la fórmula de cada uno de los compuestos siguientes. La composición del compuesto aparece después de su nombre.
 a) Bromuro de aluminio 1 átomo de Al y 3 átomos de Br.
 b) Fluoruro de calcio 1 átomo de Ca y 2 átomos de F
 c) Cromato de plomo (II) 1 átomo de Pb, 1 átomo de Cr y 4 átomos de O.
 d) Benceno 6 átomos de C y 6 átomos de H.

42. Explica el significado de cada símbolo y número en las fórmulas siguientes:
 (a) $AlBr_3$
 (b) $Ni(NO_3)_2$
 (c) $C_{12}H_{22}O_{11}$ (sucrose)

44. ¿Cuántos átomos están representados en cada una de las fórmulas siguientes?
 (a) $NaCl$
 (b) N_2
 (c) $Ba(ClO_3)_2$
 (d) CCl_2F_2 (Freon)
 (e) $Al_2(SO_4)_3$

46. ¿Cuántos átomos de hidrógeno están representados en cada una de las fórmulas siguientes?
 (a) H_2
 (b) $Ba(C_2H_3O_2)_2$
 (c) $C_6H_{12}O_6$
 (d) $HC_2H_3O_2$
 (e) $(NH_4)_2Cr_2O_7$

48. Clasifica cada uno de los materiales siguientes como elemento, compuesto o mezcla:
 a) Platino
 b) Ácido sulfúrico
 c) Yodo
 d) Petróleo crudo

50. Clasifica cada uno de los materiales siguientes como elemento, compuesto o mezcla:
 a) Ácido clorhídrico
 b) lata
 c) Leche
 d) Hidróxido de sodio

51. Reduce cada una de las fórmulas químicas siguientes, a la relación mínima entre números enteros de átomos. (En química a esto se le llama fórmula empírica). Más adelante te explicaremos este punto con más detalle.
(a) $C_6H_{12}O_6$ glucosa
(b) C_8H_{18} octano
(c) $C_{25}H_{52}$ parafina de cera

52. Reduce cada una de las fórmulas químicas siguientes, a la relación mínima entre números enteros de átomos. (En química a esto se le llama fórmula empírica). Más adelante te explicaremos este asunto con más detalle.
(a) H_2O_2 peróxido de hidrógeno
(b) C_2H_6O alcohol etílico
(c) $Na_2Cr_2O_7$ dicromato de sodio

53. ¿Hay alguna pauta o modelo para ubicar a los elementos gaseosos en la tabla periódica? Si la hay, descríbela.

54. ¿Hay alguna pauta o modelo para ubicar a los elementos líquidos en la tabla periódica? Si la hay, descríbela.

55. De los primeros 36 elementos de la tabla periódica, ¿qué porcentaje son metales?

56. De los primeros 36 elementos de la tabla periódica, ¿qué porcentaje son sólidos?

Ejercicios adicionales

Los siguientes ejercicios no están relacionados ni agrupados por tema; son para que adquieras más práctica en la aplicación de los conceptos descritos en este capítulo.

57. La fórmula de la vitamina B_{12} es $C_{63}H_{88}CoN_{14}O_{14}P$.
a) ¿Cuántos átomos forman una molécula de vitamina B_{12}?
b) ¿Qué porcentaje del total de átomos son de carbono?
c) ¿Qué fracción del total de átomos es de metal?

58. ¿Cuántos átomos, en total, hay en siete docenas de moléculas de ácido nítrico, HNO_3?

59. Las fórmulas siguientes son parecidas, pero representan cosas distintas. Compáralas y encuentra la diferencia. ¿En qué se parecen? ¿Por qué son distintas?
8 S $\quad\quad$ S_8

60. El fosfato de calcio y dihidrógeno (fosfato monocálcico) es un fertilizante importante. ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en diez moléculas de $Ca(H_2PO_4)_2$?

61. ¿Cuántos átomos, en total, hay en una molécula de $C_{145}H_{293}O_{168}$?

62. Cita:
a) tres elementos que sean metales y cuyo nombre comience con M.
b) cuatro elementos que sean no metales sólidos.
c) cinco elementos que sean sólidos y que estén en los primeros cinco renglones de la tabla periódica, y cuyos símbolos comiencen con letras distintas de la primera letra del nombre del elemento.

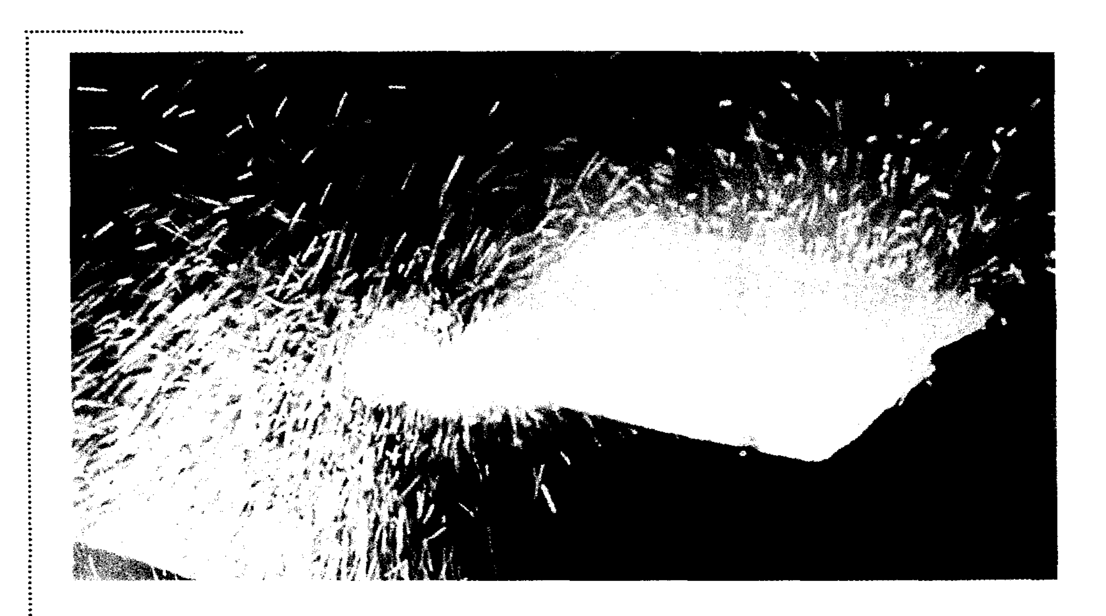
63. Se calcula que hay 4×10^{-4} mg de oro/L de agua de mar. Si el precio del oro es $19.40/g, ¿cuál es el valor del oro que hay en 1 km3 (1×10^{15} cm^3) del océano?

64. Traza una gráfica con los datos de abajo. Dibuja una gráfica de la densidad del aire, en gramos por litro, en el eje *x*, y la temperatura en el eje *y*.

Temperatura (°C)	Densidad (g/L)
0	1.29
10	1.25
20	1.20
40	1.14
80	1.07

a) ¿Cuál es la relación entre la densidad y la temperatura, según tu gráfica?
b) Determina, con tu gráfica, la densidad del aire a las temperaturas siguientes:
5°C $\quad$ 25°C $\quad$ 70°C

Capítulo 4
Propiedades de la materia



El hierro se puede fundir a temperaturas muy altas, para después moldearlo en diversas formas.

El mundo en que vivimos es una miriada de formas, sonidos, olores y sabores. Nuestros sentidos nos ayudan a describir esos objetos presentes en nuestra existencia. Por ejemplo, el olor de los bizcochos de canela recién horneados hace que se nos antoje darles un mordisco. Algo parecido sucede con cualquier sustancia: sus propiedades exclusivas nos permiten identificarla y predecir sus interacciones.

Esas interacciones originan cambios físicos y químicos. Cuando comes una manzana, el resultado final de su metabolismo es dióxido de carbono y agua, que son los mismos productos que se obtienen al quemar la madera. En estos casos no sólo se lleva a cabo un cambio químico, sino también un cambio energético. Hay reacciones que desprenden energía, como en los casos de la manzana y la madera, mientras que hay otras que requieren energía, como la producción del acero o la fusión del hielo. Más de 90% de la energía que consumimos proviene de reacciones químicas.

4.1 Propiedades de las sustancias

propiedades

propiedades físicas

propiedades químicas

¿Cómo reconocemos a las sustancias? Cada sustancia tiene un conjunto de **propiedades** característico de ella, y que le da su identidad exclusiva. Las propiedades son las características de la personalidad de las sustancias, y pueden ser físicas o químicas. Las **propiedades físicas** son las características inherentes de una sustancia que se pueden determinar sin alterar su composición y están relacionadas con su existencia física. Son propiedades físicas el color, el sabor, el olor, su estado (sólido, líquido o gaseoso), la densidad, el punto de fusión y el punto de ebullición. Las **propiedades químicas** describen la capacidad que tiene una

sustancia de formar otras sustancias, sea por medio de reacción con otras sustancias o por descomposición.

Podemos seleccionar, por ejemplo, algunas de las propiedades físicas y químicas del cloro. Físicamente, el cloro es un gas 2.4 veces más pesado que el aire. Tiene color verde amarillento y tiene un olor irritante. Químicamente, el cloro no se quema, pero sostiene la combustión de algunas otras sustancias. Se puede usar como blanqueador, como desinfectante del agua y en muchas sustancias cloradas, como los refrigerantes y los insecticidas. Cuando el cloro se combina con el sodio metálico forma una sal, llamada cloruro de sodio. Esas propiedades, entre otras, nos ayudan a caracterizar y a identificar al cloro.

Por consiguiente, las sustancias se identifican y diferencian por sus propiedades. La tabla 4.1 muestra cuatro sustancias y algunas de sus propiedades físicas más comunes. La información sobre las propiedades físicas comunes, como la que aparece en la tabla 4.1, se puede consultar en manuales de química y de física. Los científicos no pretenden conocer todas las propiedades, ni recordar inmensas cantidades de datos, pero es importante que sepan dónde buscar los datos que necesitan. Los manuales son una de las fuentes más consultadas en la búsqueda de datos científicos.[1]

No hay dos sustancias que tengan propiedades físicas y químicas idénticas.

TABLA 2.4 **Propiedades físicas del cloro, agua, azúcar y ácido acético**

Sustancia	Color	Olor	Sabor	Estado físico	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)
Cloro	Verde amarillento	Irritante, sofocante	Irritante, ácido	Gas	-101.6	-34.6
Agua	Incoloro	Inodoro	Insípido	Líquido	0.0	100.0
Azúcar	Blanco	Inodoro	Dulce	Sólido	-	Se descompone de 170 a 186
Ácido acético	Incoloro	Como vinagre	Ácido	Líquido	16.7	118.0

4.2 Cambios físicos

cambios físicos

La materia puede sufrir dos tipos de cambios o transformaciones: los cambios físicos y los cambios químicos. Los **cambios físicos** son cambios de propiedades físicas, como tamaño, forma y densidad, o cambios de estado, sin sufrir un cambio en su composición. La transformación del hielo en agua y del agua en vapor son cambios físicos de un estado a otro (Fig. 4.1). En esos cambios físicos no se forman sustancias nuevas.

Cuando un alambre de platino se calienta en la llama de un mechero, el aspecto del platino cambia de metálico plateado a rojo incandescente. Este cambio es físico, porque el platino puede regresar a su aspecto metálico al enfriarse y, más importante aún, porque la composición del platino no cambia al calentarlo ni al enfriarlo.

[1] Dos de esos manuales son *Handbook of Chemistry and Physics*, 75ª edición, por David R. Lide, editor. (Cleveland: Chemical Rubber Company, 1955) y *Handbook of Chemistry*, 13ª edición, por Norbert A. Lange, compilador (Nueva York, McGraw-Hill, 1985).

4.3 Cambios químicos

cambio químico

En un **cambio químico** se forman sustancias nuevas que tienen propiedades y composición distintas del material original. No es necesario, en absoluto, que las sustancias nuevas se asemejen al material inicial.

Cuando un alambre de cobre se calienta en la llama del mechero, el aspecto del cobre pasa de metálico a rojo incandescente. A diferencia del platino, que describimos antes, el cobre no regresa a su aspecto original al enfriarlo, sino que se vuelve un material negro. Ese material negro es una sustancia negra llamada óxido de cobre(II),la cual se formó por un cambio químico al combinarse el cobre con el oxígeno del aire durante el proceso de calentamiento. Al principio, cuando el alambre estaba frío era 100% de cobre, pero el óxido de cobre (II) está formado por 79.9% de cobre y 20.1% de oxígeno. Un gramo de cobre produce 1.251 g de óxido de cobre(II), (ve la Fig. 4.2). El platino sólo se transformó físicamente al calentarlo, pero el cobre se transforma tanto física como químicamente al calentarlo.

Cuando reacciona 1.00 g de cobre con oxígeno para producir 1.251 g de óxido de cobre(II), lo debe haber hecho con 0.251 g de oxígeno. Los porcentajes, en masa, de cobre y oxígeno se pueden calcular a partir de esos datos. Tanto el cobre como el oxígeno constituyen determinado porcentaje de la masa total del óxido de cobre (II).

$$1.00 \text{ g de cobre} + 0.251 \text{ g de oxígeno} \rightarrow 1.251 \text{ g de óxido de cobre(II)}$$

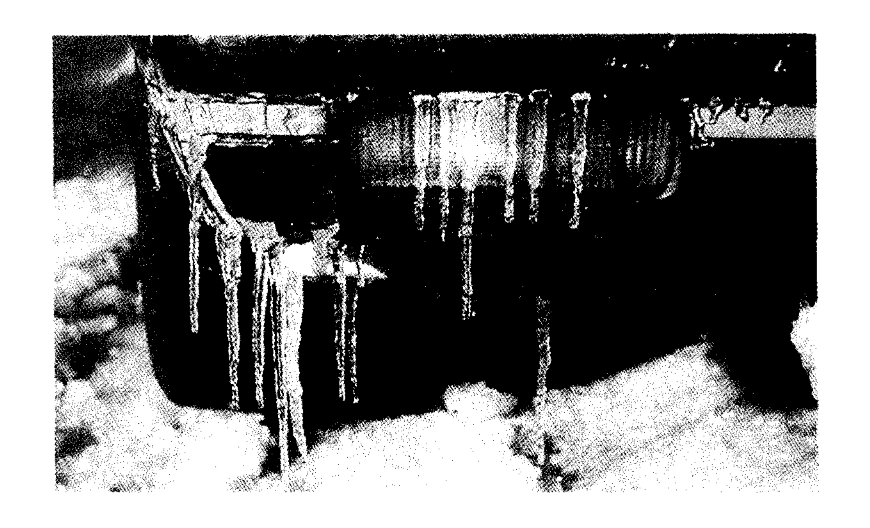
$$\frac{1.00 \text{ g de cobre}}{1.251 \text{ g de óxido de cobre (II)}} \times 100 = 79.9\% \text{ de cobre}$$

$$\frac{0.251 \text{ g de oxígeno}}{1.251 \text{ g de óxido de cobre (II)}} \times 100 = 20.1\% \text{ de oxígeno}$$

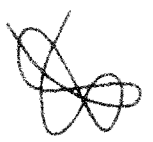
El agua se puede descomponer químicamente en oxígeno e hidrógeno. Por lo general, este proceso de descomposición se lleva a cabo haciendo pasar electricidad a través del agua, en un proceso llamado *electrólisis*. El hidrógeno se desprende en un electrodo,

Figura 4.1
El hielo que se funde y produce agua o el agua que se convierte en vapor son cambios físicos de un estado de la materia a otro.



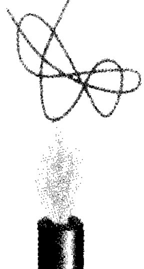


Antes de calentarlo, el alambre tiene el color del cobre.

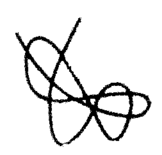


Alambre de cobre: 1.00 g
(100 % de cobre)

Al calentarlo, el cobre se combina químicamente con el oxígeno del aire.



Después de calentarlo, el alambre es negro.



Óxido de cobre(II): 1.251 g
79.9% de cobre: 1.00 g
20.1% de oxígeno: 0.251 g

Figura 4.2
Un cambio químico: la formación de óxido de cobre(II) a partir de cobre y oxígeno.

mientras que el oxígeno se desprende en el otro (ve la Fig. 4.3). La composición y las propiedades físicas del hidrógeno y el oxígeno son muy distintas de las del agua. Ambos son gases incoloros, pero cada uno se comporta diferente cuando se introduce una astilla encendida en una muestra: el hidrógeno explota con un chasquido, mientras que la llama se abrillanta mucho en el oxígeno. El oxígeno mantiene e intensifica la combustión de la madera. Con base en estas observaciones, llegamos a la conclusión de que ha sucedido un cambio químico.

Los químicos han desarrollado un método taquigráfico para expresar los cambios químicos mediante **ecuaciones químicas**. Los dos ejemplos anteriores se pueden representar por las siguientes ecuaciones en palabras:

ecuaciones químicas

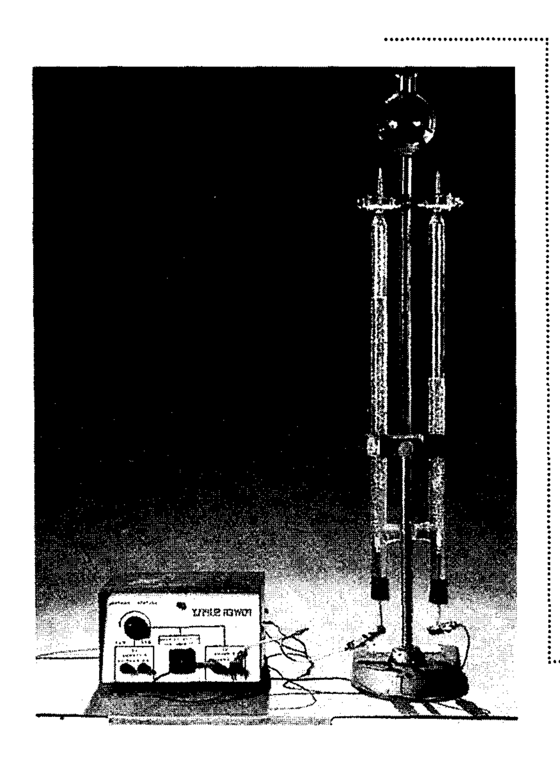


Figura 4.3
La electrólisis del agua produce hidrógeno en el tubo de la izquierda y oxígeno en el de la derecha.

$$\text{agua} \xrightarrow[\text{energía}]{\text{electricidad}} \text{hidrógeno} + \text{oxígeno}$$

$$\text{cobre} + \text{oxígeno} \xrightarrow{\Delta} \text{óxido de cobre(II)}$$

La primera ecuación establece que el agua se descompone en hidrógeno y oxígeno cuando se electroliza. La segunda dice que el cobre y el oxígeno reaccionan en caliente produciendo óxido de cobre(II). La flecha quiere decir "produce" y apunta hacia los productos. La letra griega delta (Δ) representa al calor. Las sustancias iniciales, agua, cobre y oxígeno se llaman **reactivos**, y las sustancias producidas, hidrógeno, oxígeno y óxido de cobre(II) se llaman **productos.** Estas ecuaciones químicas se pueden presentar en forma más abreviada todavía, usando las fórmulas que representan las sustancias:

reactivos

productos

En los capítulos siguientes, aprenderemos más acerca de cómo escribir las ecuaciones químicas.

$$2H_2O \xrightarrow[\text{energía}]{\text{electicidad}} 2H_2 + O_2$$

$$2Cu + O_2 \xrightarrow{\Delta} 2CuO$$

TABLA 4.2 Ejemplos de procesos donde intervienen cambios físicos o químicos

Proceso	Tipo de fenómeno	Observaciones
Oxidación del hierro	Químico	El metal brillante y lustroso se transforma en óxido café rojizo.
Ebullición del agua	Físico	El líquido se transforma en vapor.
Ignición de azufre en aire	Químico	El azufre, sólido y amarillo, se transforma en dióxido de azufre, gas sofocante.
Pasar un huevo por agua hirviendo	Químico	La yema y la clara líquidas se transforman en sólidas.
Combustión de la gasolina	Químico	La gasolina líquida se quema y produce monóxido de carbono, dióxido de carbono y agua, todos en estado gaseoso.
Digestión de los alimentos	Químico	Los alimentos se transforman en nutrientes líquidos y, parcialmente, en desechos sólidos.
Aserrado de la madera	Físico	Se producen trozos más pequeños de madera y aserrín, a partir de una pieza mayor de madera.
Quemado de la madera	Químico	La madera arde y se transforma en cenizas, dióxido de carbono gaseoso y agua.
Calentamiento del vidrio	Físico	El vidrio sólido se transforma en pasta deformable por el calentamiento, y así se puede cambiar la forma del vidrio.

Casi siempre, un cambio químico se acompaña de un cambio físico. En la tabla 4.2, vemos algunos cambios físicos y químicos comunes. En los ejemplos de la tabla, notarás

que siempre que sucede un cambio químico también ocurre un cambio físico. Sin embargo, cuando mencionamos un cambio físico, sólo sucede un cambio físico.

4.4 Conservación de la masa

ley de la conservación de la masa

La **ley de la conservación de la masa** establece que no hay cambio en la masa total de las sustancias que intervienen en un cambio químico. Esta ley se ha comprobado mediante una labor de experimentos en el laboratorio y es la base de las relaciones gravimétricas (de masa) cuantitativas entre los reactivos y los productos.

La descomposición del agua para formar hidrógeno y oxígeno es un ejemplo de esta ley. Cien gramos de agua se descomponen y rinden 11.2 g de hidrógeno y 88.8 g de oxígeno. Por ejemplo,

$$\underset{100.0\ g}{\text{agua}} \longrightarrow \underset{11.2\ g}{\text{hidrógeno}} + \underset{88.8\ g}{\text{oxígeno}}$$

100.0 g Reactivo	100.0 g Productos

masa de los reactivos = masa de los productos

4.5 La energía

Desde el descubrimiento prehistórico de que se podía usar el fuego para calentar refugios y cocinar alimentos, hasta el descubrimiento contemporáneo de que los reactores nucleares se pueden usar para producir inmensas cantidades de energía controlada, nuestros avances técnicos han estado dirigidos por nuestra capacidad para producir, dominar y utilizar la energía. La **energía** es la capacidad de la materia para realizar trabajo. La energía existe en muchas formas, y algunas de las más familiares son la energía mecánica, energía química, energía eléctrica, energía calorífica, energía nuclear y energía radiante o luminosa. La materia puede contener, a la vez, energía potencial y energía cinética.

energía

La **energía potencial** es la energía almacenada, o la energía que posee un objeto debido a su posición relativa. Por ejemplo, una bola localizada a 20 m sobre el piso tiene más energía que cuando está a 10 m, y rebotará más alto si la dejamos caer. El agua contenida en una represa representa energía potencial que se puede convertir en trabajo útil, en forma de energía eléctrica o mecánica. La gasolina es una fuente de energía química potencial. Cuando se quema se combina con el oxígeno, y el calor desprendido está relacionado con una disminución en la energía potencial. Las sustancias nuevas que se formaron al quemarla tienen menor energía potencial química que la que tenían la gasolina y el oxígeno.

energía potencial

La **energía cinética** es la que posee la materia debido a su movimiento. Cuando se deja correr el agua de una represa, su energía potencial se transforma en energía cinética, que se puede emplear para impulsar generadores y producir electricidad. Todos los

energía cinética

cuerpos en movimiento poseen energía cinética. La presión ejercida por un gas confinado se debe a la energía cinética de las partículas del gas, que se mueven muy rápidamente. Todos conocemos el resultado del choque de dos vehículos: la energía cinética se libera en la colisión.

La energía se puede convertir en una a otra forma. Algunos tipos de energía se pueden convertir en otras formas, fácil y eficientemente. Por ejemplo, la energía mecánica se puede convertir en energía eléctrica con un generador de electricidad, con más de 90% de eficiencia. Por otro lado, la energía solar, hasta hoy, se ha podido convertir en energía eléctrica sólo con una eficiencia de 15%. En química, la energía se expresa casi siempre en forma de calor.

4.6 El calor: su medición cuantitativa

La unidad derivada, en el SI, de la energía es el joule (se pronuncia *yul* y se abrevia J). Otra unidad de energía térmica, o calorífica, que se ha usado desde hace muchos años es la caloría (se abrevia cal). La relación entre joules y calorías es

4.184 J = 1 cal (exactamente)

joules

calorías

Para darte una idea aproximada de la magnitud de esas unidades de calor, 4.184 **joules** o una **caloría** es la cantidad de energía térmica o calorífica necesaria para aumentar 1°C la temperatura de 1g de agua, y se mide por lo general de 14.5 a 15.5 °C.

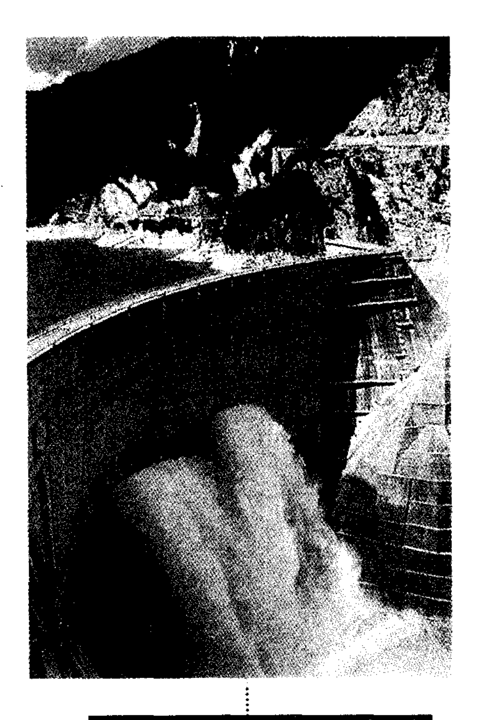
Como el joule y la caloría son cantidades relativamente pequeñas, en muchos procesos químicos se usan los kilojoules (kJ) y las kilocalorías (kcal) para expresar la energía térmica:

1 kJ = 1000 J

1 kcal = 1000 cal

También la kilocaloría se conoce como gran Caloría, Caloría grande o Caloría dietética (se escribe con C mayúscula y se abrevia Cal). En este libro, la energía térmica se expresará en joules y entre paréntesis se anotarán los valores en calorías.

La diferencia de los significados de *calor* y *temperatura* se puede visualizar con el ejemplo que sigue: imagínate dos vasos de precipitados, el A y el B. El vaso A contiene 100 g de agua a 20 °C, y el vaso B contiene 200 g de agua, también a 20°C. Los vasos se calientan hasta que la temperatura del agua llega, en ambos, a 30 °C. La temperatura del agua de los vasos aumentó exactamente la misma cantidad, 10 °C, pero se requirió doble



La energía mecánica del agua que cae se convierte en energía eléctrica en esta planta hidroeléctrica, en los Montes Mikuni de Japón.

TABLA 4.3 **Calor específico de algunas sustancia**

Sustancia	Calor específico, J/g °C	Calor específico, cal/g °C
Agua	4.184	1.00
Alcohol etílico	2.138	0.511
Hielo	2.059	0.492
Aluminio	0.900	0.215
Hierro	0.473	0.113
Cobre	0.385	0.0921
Oro	0.131	0.0312
Plomo	0.128	0.0305

cantidad de calor, 8368 J o 2000 cal, para aumentar la temperatura del agua del vaso B, en comparación con el necesario para el vaso A, que fue 4184 J o 1000 cal.

A mediados del siglo XVIII, Joseph Black, químico escocés, experimentó el calentamiento de los elementos. Calentaba y enfriaba masas iguales de hierro entre los mismos intervalos de temperatura. Black notó que se necesitaba mucho más calor para el hierro que para el plomo. Había descubierto una propiedad fundamental de la materia: que toda sustancia tiene una capacidad calorífica característica. Las capacidades caloríficas se pueden comparar en términos de los calores específicos. El **calor específico** de una sustancia es la cantidad de calor, perdido o ganado, necesario para cambiar 1 °C la temperatura de 1 g de esa sustancia. Por consiguiente, el calor específico del agua líquida es 4.184 J/g °C (1.000 cal/g °C). El calor específico del agua es alto, si lo comparamos con el de la mayoría de las demás sustancias. Por ejemplo, el aluminio y el cobre tienen calores específicos de 0.900 y 0.385 J/g °C, respectivamente (ve la Tabla 4.3). La relación entre masa, calor específico, variación de temperatura y cantidad de calor perdido o ganado por un sistema se expresa mediante la ecuación general siguiente:

calor específico

$$\left(\begin{array}{c}\textbf{masa de la}\\ \textbf{sustancia}\end{array}\right) \times \left(\begin{array}{c}\textbf{calor específico}\\ \textbf{de la sustancia}\end{array}\right) \times \Delta t = \textbf{energía (calor)} \qquad (1)$$

Así, la cantidad de calor necesario para elevar 10.0°C la temperatura de 200. g de agua se puede calcular como sigue:

$$200.\cancel{g} \times \frac{4.184\ \text{J}}{\cancel{g}\cancel{°C}} \times 10.0\cancel{°C} = 8.37 \times 10^3\ \text{J}$$

A continuación, presentaremos algunos ejemplos de problemas con calor específico.

Ejemplo 4.1

Calcula el calor específico de un sólido, en J/g°C y en cal/g°C, si 1638 J elevan la temperatura de 125 g del sólido de 25.0°C a 52.6°C.

Solución

Primero, reacomodamos la ecuación (1) para obtener la fórmula del calor específico:

$$\text{calor específico} = \frac{\text{energía}}{\text{g} \times \Delta t}$$

A continuación, sustituimos los datos:

energía = 1638 J masa = 125 g Δt = 52.6°C - 25.0 °C = 27.6°C

$$\text{calor específico} = \frac{1638\text{J}}{125\text{g} \times 27.6°\text{C}} = 0.475\ \text{J/g°C}$$

Ahora, convertimos los joules a calorías y usamos 1.000 cal/4.184 J:

$$\text{calor específico} = \frac{0.475\cancel{J}}{\text{g°C}} \times \frac{1.000\ \text{cal}}{4.184\cancel{J}} = 0.114\ \text{cal/g°C}$$

QUÍMICA EN ACCIÓN

¿Energía rápida o grasa rápida?

Los restaurantes de comida rápida despiden un aroma especial. Es el olor a grasa. Olor que despiden jugosas hamburguesas y papas fritas y que pueden abrir el apetito.

El disfrutar la grasa en nuestras dietas se ha convertido en uno de nuestros principales problemas, porque ahora vivimos más que nuestros ancestros. Las dietas ricas en grasas se han relacionado con las enfermedades cardiacas y con diversos tipos de cáncer. En la dieta promedio, en Estados Unidos, la grasa suministra un 40% de las Calorías (kcal). Los nutriólogos o dietistas dicen que no deberían suministrar más de 30% de nuestras Calorías diarias. Para la persona promedio, que ingiere unas 2000 Calorías diarias, esto equivale a unos 67 gramos o 600 Calorías, o 15 cucharaditas de grasa. Significa una hamburguesa doble con queso. Es necesaria cierta cantidad de grasa en la dieta, como fuente natural de las vitaminas A, D, E y K, así como las grasas no saturadas necesarias para sustentar el crecimiento y la buena salud.

También las grasas nos proporcionan energía. Un gramo de grasa suministra 9 Calorías, y la misma cantidad de proteínas o carbohidratos sólo nos proporciona 4 Calorías. Los seres humanos utilizamos la energía en diversas formas, pero una de las más importantes es para mantener la temperatura corporal, que debe ser de unos 37 °C cuando el organismo es saludable. El cuerpo tiende a perder calor hacia los alrededores, porque ésta pasa de una zona de mayor temperatura a una de menor temperatura. Además, se usa energía térmica para evaporar la humedad y enfriar nuestros organismos, al sudar. También se necesita energía para llevar a cabo nuestras actividades diarias. La fuente de toda esa energía es la oxidación química de los alimentos que ingerimos.



- Ensalada de pollo
  (200 calorías, 7 gramos de grasa)
- Aderezo italiano
  (30 calorías, 1 gramo de grasa)
- Malteada de vainilla
  (310 calorías, 7 gramos de grasa)

Total— 540 calorías; 15 gramos de grasa; 25% de calorías procedentes de grasa.



- Hamburguesa Deluxe
  (340 calorías, 12 gramos de grasa)
- Coca dietética, 12 onzas
  (1 caloría, 0 gramos de grasa)
- Helado de yoghurt bajo en calorías
  (290 calorías, 5 gramos de grasa)

Total—651 calorías, 17 gramos de grasa; 24% de calorías procedentes de grasa.



- Emparedado de pollo a la parrilla
  (290 calorías, 7 gramos de grasa)
- Café negro
  (0 calorías, 0 gramos de grasa)
- Postre de chocolate helado (mediano) (460 calorías, 13 gramos de grasa)

Total—750 calorías; 20 gramos de grasa; 24% de calorías procedentes de grasa.

El contenido energético del alimento se determina quemándolo en un calorímetro y midiendo el calor que se desprende. Como las sustancias iniciales y los productos finales de la combustión en el calorímetro son los mismos que los que se manejan en el organismo humano, se puede asignar un contenido de calorías a cada alimento. Estos valores caloríficos se pueden ver hoy en los paquetes de alimentos, junto con la información dietética del contenido.Las grasas permanecen más tiempo en el estómago y comunican la sensación de sentirse "lleno" que tanto nos gusta despúes de una comida. Pero demasiado de una cosa buena puede condu-

cirnos a problemas con nuestro peso y nuestra salud.

¿Cómo se clasifica la comida rápida en cuanto a su valor nutritivo? Aquí vemos algunos platillos de ejemplo, que se pueden adquirir en restaurantes de comida rápida y que no rebasan el límite del 30% de calorías originadas por grasa. En general, los emparedados de pollo y de pavo que no se fríen tienen menos grasa que las hamburguesas o el el *roast beef*. Las ensaladas que contienen menos grasa tienen poco o nada de queso. Lo mejor para reducir la grasa en las ensaladas es eliminar la salsa u optar por aderezos bajos en grasas.

Lo creas o no, la mayor parte de las malteadas y los postres congelados que sirven en los restaurantes de comida rápida tiene menos del límite de 30% de calorías de grasa por ración. Esto se debe, principalmente, a que se hacen con leche descremada. Un alimento rápido no necesariamente equivale a gordura rápida, si se elige con cuidado cada platillo. Tratar de corregir el balanceo de la dieta de todo un día es mejor que preocuparse por cada alimento que se ingiere, aunque si se eligen alimentos con menos de 30% de calorías procedentes de grasa se facilita

Ejemplo 4.2

Se calienta una muestra metálica, con 212 g de masa, hasta 125 °C y a continuación se sumerge en 375 g de agua a 24.0 °C. Si la temperatura final del agua es de 34.2 °C, ¿cuál es el calor específico del metal? (Supón que no hay pérdidas de calor en los alrededores).

Solución

Cuando el metal se sumerge en agua comienza a enfriarse y pierde el calor que gana el agua. Al mismo tiempo, la temperatura del agua aumenta. Este proceso continúa hasta que se igualan las temperaturas del metal y del agua, y en ese punto, 34.2 °C, el calor ya no fluye.

El calor perdido o ganado por un sistema está dado por la ecuación 1. Usaremos primero esa ecuación para calcular el calor ganado por el agua y depués para calcular el calor específico del metal:

$$\text{aumento de temperatura del agua } (\Delta t) = 34.2\ ^\circ\text{C} - 24.0\ ^\circ\text{C} = 10.2\ ^\circ\text{C}$$

$$\text{calor ganado por el agua} = 375\ \cancel{g} \times \frac{4.184\ \text{J}}{\cancel{g}\cancel{^\circ\text{C}}} \times 10.2\ \cancel{^\circ\text{C}} = 1.60 \times 10^4\ \text{J}$$

El metal sumergido en el agua debe tener igual temperatura final que ella, es decir (34.2 °C):

caída de temperatura del metal (Δt) = 125.0 °C - 34.2 °C = 90.8 °C,

calor perdido por el metal = calor ganado por el agua = 1.60×10^4 J

Al reordenar la ecuación (1) obtenemos

$$\text{calor específico} = \frac{\text{energía}}{\text{g} \times \Delta t}$$

$$\text{calor específico del metal} = \frac{1.60 \times 10^4\ \text{J}}{212\ \text{g} \times 90.8^\circ\text{C}} = 0.831\ \text{J/g}^\circ\text{C}$$

Práctica 4.1

Calcula la energía necesaria para calentar 8.0 g de agua de 42.0°C a 45.0°C.



En los bosques tropicales lluviosos, la energía solar se emplea para producir los cambios químicos durante la fotosíntesis.

Práctica 4.2

Una muestra de 110.0 g de hierro a 55.5 °C eleva la temperatura de 150.0 mL de agua, de 23.0 a 25.5 °C. Calcula, en cal/g °C, el calor específico del hierro.

4.7 La energía en los cambios químicos

En todos los cambios químicos, la materia absorbe o desprende energía. Los cambios químicos pueden producir diversas formas de energía. Por ejemplo, la energía química para arrancar los automóviles la producen cambios químicos en el acumulador. La energía luminosa se produce por el cambio químico que se presenta en un fósforo. En la ignición de los combustibles se liberan las energías térmica y luminosa. Toda la energía necesaria para nuestros procesos vitales, como respiración, contracción muscular, circulación sanguínea, etcétera, la producen los cambios químicos efectuados dentro de las células de nuestros organismos.

Contrariamente, la energía se usa para llevar a cabo cambios químicos. Por ejemplo, al electrodepositar metales, tiene lugar un cambio químico al pasar energía eléctrica a través de una solución salina donde el metal esté sumergido. También se lleva a cabo un cambio químico cuando las plantas verdes usan la energía radiante del sol en el proceso de la fotosíntesis. Y, como vimos, un cambio químico tiene lugar cuando se utiliza electricidad para descomponer al agua en hidrógeno y oxígeno. Muchas veces los cambios químicos se usan para producir energía y no para producir sustancias nuevas. El calor o el empuje generado por la combustión es más importante que los productos de la combustión.

4.8 Conservación de la energía

Siempre que hay un cambio químico se lleva a cabo una transformación de energía (ve la Fig. 4.4). Si se absorbe energía durante el cambio, los productos tendrán más energía química potencial que los reactivos. Al revés, si se emite energía en un cambio químico, los productos tendrán menos energía potencial que los reactivos. El agua se puede descomponer en una celda electrolítica, absorbiendo energía eléctrica. Los productos, que son hidrógeno y oxígeno, tienen más energía química potencial que la del agua (ve la Fig. 4.4a). Esta energía potencial se desprende en forma de calor y luz cuando el hidrógeno y el oxígeno se queman para formar, de nuevo, agua (ve la Fig. 4.4b). Por consiguiente, la energía puede transformarse de una a otra forma, o pasar de una sustancia a otra y no se pierde.

Ley de la conservación de la energía

Muchos investigadores han estudiado detalladamente los cambios energéticos que suceden en muchos sistemas. No se ha encontrado sistema alguno que adquiera energía si no es por la energía que posee otro sistema. Este principio se enuncia, con otras palabras, en forma de la **ley de la conservación de la energía:** La energía: no se puede crear ni destruir, aunque sí se puede transformar de una forma a otra.

QUÍMICA EN ACCIÓN

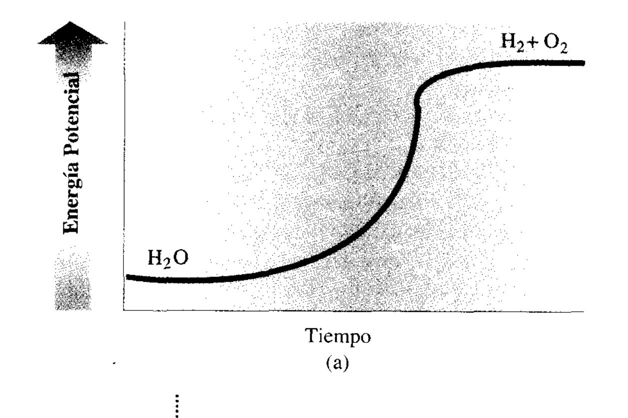
¡Calor para llevar!

En los paquetes de calor y frío instantáneos se aplican las propiedades de la materia, para liberar o absorber energía. Cuando se disuelve una sustancia en agua se puede liberar o absorber energía. En un paquete frío se coloca una bolsita sellada con nitrato de amonio dentro de una bolsa sellada que contiene agua. Mientras estas sustancias permanecen separadas nada sucede. Cuando se rompe la bolsita (se "activa" el paquete) se mezclan las sustancias y como la temperatura de la solución disminuye, la bolsa absorbe calor de sus alrededores.

Los paquetes de calor instantáneo trabajan en dos formas diferentes. La primera depende de una reacción química espontánea que desprende energía térmica. En uno de esos paquetes, una bolsa interna de papel perforada con agujeros diminutos, está encerrada en una envoltura de plástico. La bolsa interna contiene una mezcla de hierro en polvo, sal, carbón activado y aserrín mojado. El paquete se activa sacando la bolsa interna, agitándola para mezclar las sustancias y volviéndola a introducir en la envoltura externa. El calor se produce como resultado de un cambio químico, el del hierro que se oxida con mucha rapidez. En el otro tipo de paquete de calor, una propiedad física de la materia es la responsable de producir calor. El paquete consiste en una envoltura resistente de plástico que contiene una solución de acetato de sodio o de tiosulfato de sodio. Se agrega un pequeño cristal al aplastar una esquina del paquete, o doblando un pequeño activador metálico. Entonces se forman cristales en la solución, y desprenden calor a su alrededor. Este tipo de paquete de calor tiene la ventaja de que no se puede sobrecalentar y de ser reutilizable. Para volver a utilizarlo, simplemente se calienta en agua hirviendo hasta que se disuelven los cristales, y después se enfría y se guarda hasta que se vuelve a necesitar.



Con la aplicación inmediata de compresas calientes o frías se logra reducir los padecimientos de los atletas.



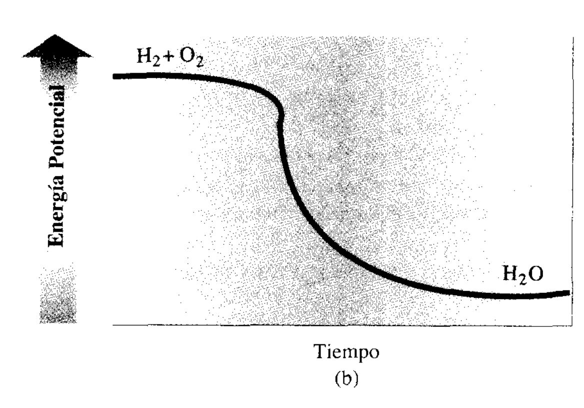


Figura 4.4
a) En la electrólisis del agua, el sistema absorbe energía y por ello los productos, H_2 y O_2, tienen más energía potencial. b) Cuando se quema hidrógeno (en O_2) se desprende energía, y el producto, H_2O, tiene menor energía potencial.

Repaso de conceptos

1. Haz una lista de las propiedades físicas que se emplean para caracterizar a una sustancia.
2. Describe la diferencia entre las propiedades químicas y físicas de la materia.
3. Clasifica algunos cambios que sufra la materia en físicos o químicos.
4. Describe la diferencia entre energía cinética y energía potencial.
5. Enuncia la ley de la conservación de la masa.
6. Enuncia la ley de la conservación de la energía.
7. Describe claramente la diferencia entre calor y temperatura.
8. Aplica y calcula, con varios casos concretos, la ecuación energía = (masa) x (calor específico) x (Δt).

Palabras clave

calor específico (4.6)
caloría (4.6)
cambio físico (4.2)
cambio químico (4.3)
ecuaciones químicas (4.3)
energía (4.5)
energía cinética (4.5)
energía potencial (4.5)
joule (4.6)
ley de la conservación de la energía (4.8)
ley de la conservación de
masa (4.4
productos (4.3)
propiedades (4.1)
propiedades físicas (4.1)
propiedades químicas (4.1)
reactivos (4.3)

Preguntas

Las preguntas se refieren a las tablas, figuras, palabras clave y conceptos que se definieron en el capítulo. Las preguntas o ejercicios más difíciles se indican con un asterisco.

1. ¿En qué estado físico está el ácido acético a 10 °C? (Tabla 4.1).
2. ¿En qué estado físico está el cloro a 102 K? (Tabla 4.1).
3. ¿Qué evidencia de cambio químico se aprecia cuando pasa electricidad por el agua? (Fig. 4.2).
4. ¿Qué cambios físicos suceden durante la electrólisis del agua?
5. Describe la diferencia entre propiedades químicas y físicas.
6. ¿Cuál es la diferencia fundamental entre un cambio químico y un cambio físico?
7. Explica cómo se asigna determinado valor energético (o calórico) a los alimentos.
8. Describe cómo funciona un "paquete térmico reutilizable".
9. En un cambio químico, ¿por qué se considera que no se pierde ni se gana masa (para fines prácticos)?
10. Describe la diferencia entre energía potencial y energía cinética.
11. Calcula el punto de ebullición del ácido acético en
    a) Kelvins
    b) grados Fahrenheit (Tabla 4.1).
12. ¿Cuáles de las afirmaciones siguientes son correctas? Vuelve a escribir las incorrectas, de manera que queden correctas.
    a) Un automóvil que desciende por una cuesta tiene energía potencial y cinética, a la vez.
    b) Cuando se calienta en el aire un alambre de platino aumenta de masa.
    c) Cuando se calienta en el aire un alambre de cobre disminuye de masa.
    d) 4.184 cal equivalen a 1.000 J de energía.
    e) El agua hirviendo representa un cambio químico, porque tiene lugar un cambio de estado.
    f) Todos los sucesos siguientes son cambios químicos: hornear un pastel, freír un huevo, el cambio de color de las hojas y la oxidación del hierro.
    g) Todos los sucesos siguientes son cambios físicos: romper un palo, fusión de la cera, doblez de una servilleta y quemar hidrógeno para obtener agua.
    h) Los cambios químicos pueden producir energía eléctrica.
    i) La energía eléctrica puede producir cambios químicos.
    j) Una liga de caucho estirada tiene energía cinética.

Ejercicios relacionados

Los siguientes ejercicios están relacionados uno a uno. A cada ejercicio con número impar sigue otro semejante con número par. Las respuestas a los ejercicios con número par aparecen en el apéndice V.

13. Clasifica cada uno de los fenómenos siguientes como principalmente físico o principalmente químico.
a) La formación de un copo de nieve.
b) La congelación de un helado.
c) La ebullición del agua.
d) Amasar crema para obtener mantequilla.
e) Hacer un huevo pasado por agua hirviendo.
f) Cortar la leche.

14. Clasifica cada uno de los fenómenos siguientes como principalmente físico o principalmente químico.
a) La ignición de una bujía.
b) Batir la masa de un pastel.
c) Disolver azúcar en agua.
d) La descomposición térmica de la caliza.
e) Una hoja tornándose amarilla.
f) La formación de burbujas en agua, mucho antes de que hierva ésta.

15. Describe la prueba que indica que sólo hay cambios químicos cuando se calienta un alambre de platino en la llama de un mechero Bunsen.

16. Describe la prueba que indica que se presentan, a la vez, cambios químicos y físicos cuando se calienta un alambre de cobre en la llama de un mechero Bunsen.

17. Menciona cuáles son los reactivos y los productos cuando se calienta un alambre de cobre en la llama de un mechero Bunsen.

18. Menciona cuáles son los reactivos y los productos en la electrólisis del agua.

19. ¿Qué sucede con la energía cinética de un automóvil que se mueve velozmente cuando frena y se detiene en un semáforo?

20. ¿Qué transformación de energía origina la entrada a la atmósfera de un transbordador espacial?

21. Marca, con un signo más (+), los procesos que requieran energía, y con un signo menos (-) los que desprendan energía:
a) fusión del hielo
b) soltar una liga de caucho estirada
c) el lanzamiento de un cohete
d) encender un fósforo
e) un muelle helicoidal (Slinky) bajando por las escaleras

22. Marca, con un signo más (+), los procesos que requieran energía, y con un signo menos (-), los que desprendan energía:
a) ebullición del agua
b) soltar un globo inflado sin cerrar su boca
c) un automóvil de carreras que choca contra un muro
d) cocinar una patata en un horno de microondas
e) un helado congelándose en la heladera

23 ¿Cuántos joules de energía se necesitan para elevar la temperatura de 75 g de agua, de 20.0 a 70.0 °C?

24. ¿Cuántos joules de energía se necesitan para elevar la temperatura de 65 g de hierro de 25 a 95 °C?

25. Una barra metálica de 250.0 g necesita 5.866 kJ para cambiar su temperatura de 22.0 a 100.0 °C. ¿Cuál es el calor específico de ese metal?

26. Una muestra de 1.00 kg de antimonio absorbe 30.7 kJ para elevar su temperatura de 20.0 °C hasta su punto de fusión, 630 °C. Calcula el calor específico del antimonio.

***27.** Un trozo de 325 g de oro, a 427 °C se sumerge en 200.0 mL de agua a 22.0 °C. El calor específico del oro es 0.131 J/g °C. Calcula la temperatura final del agua con el oro. Supón que no se pierde calor a los alrededores.

***28.** Una barra de 500.0 g de hierro a 212 °C se sumerge en 2.0 L de agua a 24.0 °C. ¿Cuál será el cambio de temperatura en el agua? Supón que no se pierde calor en los alrededores.

Ejercicios adicionales

Los siguientes ejercicios no están relacionados ni agrupados por temas; son para que adquieras más práctica en la aplicación de los conceptos descritos en este capítulo.

***29.** El calor específico del zinc es de 0.096 cal/g °C. Calcula la energía necesaria para elevar la temperatura de 250.0 g de zinc desde la temperatura ambiente (24 °C) hasta 150.0 °C.

***30.** Si 500.0 g de agua absorben 40.0 kJ de energía a 10.0 °C, ¿cuál es la temperatura final del agua?

***31.** El calor de combustión de una muestra de carbón es de 5500 cal/g. ¿Qué cantidad de ese carbón se debe quemar para calentar 500.0 g de agua de 20.0 a 90.0 °C?

32. Un gramo de antracita produce 7000. cal al quemarse. ¿A cuántos joules equivalen? ¿Cuántos gramos de antracita se necesitan quemar para calentar 4.0 L de agua de 20.0 a 100.0°C?

33. Una muestra de cobre de 100.0 g se calienta de 10.0 a 100.0 °C.

a) Calcula las calorías necesarias para ello. El calor específico del cobre es de 0.0921 cal /g °C.

b) Esa misma cantidad de calor se agrega a 100.0 g de Al a 10.0 °C. El calor específico del Al es de 0.215 cal/g °C. ¿Cuál de los metales se calienta más, el cobre o el aluminio?

34. Un trozo de 500.0 g de hierro se calienta en una llama y se sumerge en 400.0 g de agua a 10.0 °C. La temperatura del agua sube hasta 90.0 °C. ¿A qué temperatura estaba el hierro antes de sumergirlo en el agua? El calor específico del hierro es de 0.113 cal/g °C.

***35.** Una muestra de 20.0 g de un metal, a 203°C, se sumerge en 100.0 g de agua a 25.0 °C. La temperatura del agua sube a 29 °C. Calcula el calor específico del metal, en J/g °C. Supón que todo el calor que pierde el metal pasa al agua y que no se pierde calor en los alrededores.

***36.** Suponiendo que el sistema no pierde calor, ¿cuál será la temperatura final al mezclar 50.0 g de agua a 10.0 °C con 10.0 g de agua a 50.0 °C?

37. Para freír tres huevos se usan sartenes de 500.0 g de hierro, aluminio y cobre. ¿En cuál de las sartenes se fríe el huevo con más rapidez (a 105 °C)? Explica tu respuesta.

38. A las 6.00 p.m. pones en la estufa a calentar una cafetera de cobre que pesa 300.0 g y que contiene 800.0 mL de agua, la cual está a la temperatura ambiente, 25 °C. La cafetera suministra 150 cal/s. ¿Cuándo comenzará a hervir el agua (a 100 °C)? Supón que no hay pérdidas de calor.

39. ¿Por qué al soplar suavemente la superficie de una taza de café caliente ésta se enfría más rapidamente? ¿Por qué también sucede lo anterior si se introduce una cuchara?

40. Si hierves patatas en una olla con agua, ¿se cocinarán con más rapidez si el agua hierve vigorosamente que si sólo hierve suavemente? Explica tus razonamientos.

41. La leche entera homogeneizada contiene el 4% de volumen de mantequilla. ¿Cuántos mililitros de mantequilla contiene un vaso con 250 mL de leche? ¿Cuántos gramos de mantequilla (d = 0.8 g/mL) hay en ese vaso de leche?

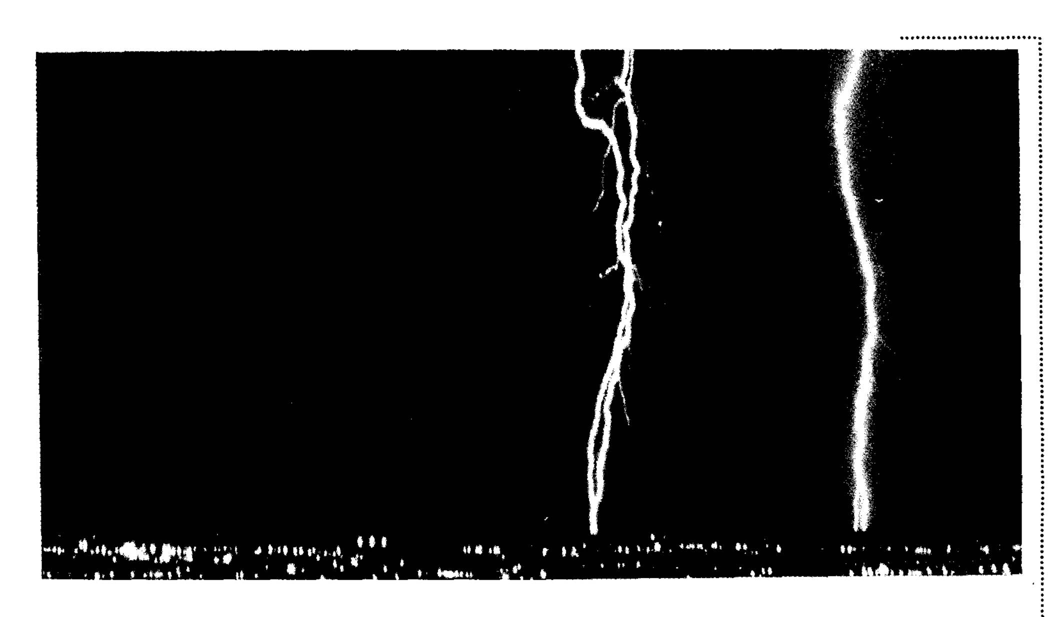
42. 100 mL de mercurio (densidad = 13.6 g/mL) se ponen en contacto, en un recipiente, con 100.0 g de azufre. Las dos sustancias reaccionan al calentarlas y forman 1460g de una sustancia sólida y oscura. Ese material, ¿es un elemento o es un compuesto? Explica tu respuesta. ¿Cuántos gramos de mercurio había en el recipiente? ¿Por qué lo que sucedió reafirma la ley de la conservación de la materia?

Respuestas a los ejercicios de práctica

4.1 1.0×10^2 J = 24 cal
4.2 0.114 cal/g °C

Capítulo 5

Las primeras teorías atómicas y la estructura atómica



El relámpago se produce cuando los electrones se mueven para neutralizar una diferencia entre las cargas eléctricas de las nubes y las de la tierra.

Las sustancias químicas se clasifican como elementos o compuestos. Pero, ¿qué es lo que hace que una sustancia tenga propiedades únicas o exclusivas? La sal sabe salada, pero ¿por qué retiene esa propiedad un trozo de sal? El dióxido de carbono extingue incendios, lo usan las plantas para producir oxígeno y forma hielo "seco" al solidificarse. Pero, ¿por qué una porción de esa sustancia se sigue comportando como dióxido de carbono? Cuando llegamos, finalmente, al nivel atómico, iónico o molecular de las sustancias, las tenemos en su forma identificable más simple. Si las seguimos dividiendo sus propiedades características se pierden .

¿Qué partículas hay dentro de un átomo o un ion? ¿Cómo son esas diminutas partículas? ¿En qué difieren? ¿Hasta dónde podemos continuar dividiéndolas? Los alquimistas comenzaron esta búsqueda, los primeros químicos establecieron las bases y el químico moderno continúa desarrollando y mejorando modelos del átomo.

5.1 Las primeras ideas

Desde hace mucho, la estructura de la materia ha intrigado y acaparado las mentes de las personas. La semilla de la teoría atómica moderna fue sembrada en tiempos de los antiguos filósofos griegos. Hacia 440 a. C., Empédocles dijo que toda materia está formada por cua-

tro "elementos": tierra, aire, agua y fuego. Demócrito (470 a 370 a. C., aproximadamente) fue uno de los primeros filósofos atomistas y creía que todas las formas de la materia eran divisibles hasta llegar a partículas invisibles, que llamó átomos. Este término se deriva de la palabra griega *atomos*, que quiere decir indivisible. Creía que los átomos están en movimiento constante y que se combinan entre sí de distintas maneras. Esta hipótesis, totalmente especulativa, no se basaba en observaciones científicas. Poco tiempo después, Aristóteles (384 a 322 a. C.) contradijo la teoría de Demócrito, y en su lugar propuso y desarrolló la de Empédocles. La influencia de Aristóteles fue tanta, que su teoría predominó en el razonamiento de científicos y filósofos hasta el principio del siglo XVII.

5.2 La teoría atómica de Dalton

teoría atómica de Dalton

Más de 2000 años después de Demócrito, John Dalton (1766-1844), maestro de escuela, revivió el concepto de los átomos y propuso una teoría atómica basada en hechos y en pruebas experimentales. Esa teoría la describió en varios trabajos, que publicó entre 1803 y 1810, y se basaba en la idea de un tipo distinto de átomo para cada elemento. La esencia de la **teoría atómica de Dalton** se puede resumir como sigue:

1. Los elementos están formados por partículas diminutas e indivisibles llamadas átomos.
2. Los átomos del mismo elemento son iguales en masa y tamaño.
3. Los átomos de elementos distintos tienen distintas masas y tamaños.
4. Los compuestos químicos se forman por la unión de dos o más átomos de elementos distintos.
5. Los átomos se combinan para formar compuestos, en relaciones numéricas simples, como uno a uno, dos a dos, dos a tres, etcétera.
6. Los átomos de dos elementos se pueden combinar entre sí en distintas proporciones para formar más de un compuesto.



John Dalton (1766-1844)

La teoría atómica de Dalton fue un hito en la historia de la química. Las principales premisas de esa teoría siguen siendo válidas, pero algunas de las afirmaciones se deben modificar o interpretar, porque las investigaciones posteriores han demostrado que 1) los átomos están formados por partículas subatómicas; 2) no todos los átomos de un elemento específico tienen la misma masa, y 3) los átomos, en ciertas condiciones, se pueden descomponer.

5.3 Composición de las sustancias

Mediante la realización de innumerables experimentos a lo largo de muchos años, se ha establecido el hecho de que determinado compuesto siempre contiene los mismos elementos en las mismas proporciones gravimétricas (en masa). Por ejemplo, el agua siempre contiene 11.2% de hidrógeno y 88.8% de oxígeno en masa. El hecho de que el agua contenga hidrógeno y oxígeno en esa relación no quiere decir que estos dos elementos no se puedan combinar en otra determinada relación, sino que el compuesto que así se formaría no sería agua. En efecto, el peróxido de hidrógeno está formado por dos átomos de hidrógeno y dos de oxígeno por cada molécula, y contiene 5.9% de hidrógeno y 94.1% de oxígeno en masa; sus propiedades son muy distintas de las del agua.

	Agua	Peróxido de hidrógeno
Porcentaje de H	11.2	5.9
Porcentaje de O	88.8	94.1
Composición atómica	2 H + 1 O	2 H + 2 O

La **ley de la composición definida,** o de las proporciones constantes, establece que:

ley de la composición definida

Un compuesto siempre contiene dos o más elementos combinados en una proporción gravimétrica (en masa) definida.

Consideremos dos elementos, el oxígeno y el hidrógeno, que forman más de un compuesto. En el agua hay 8.0 g de oxígeno por cada gramo de hidrógeno. En el peróxido de hidrógeno hay 16.0 g de oxígeno por cada gramo de hidrógeno. Las masas del oxígeno están en proporción de números enteros pequeños, 16 a 8 o 2 a 1. El peróxido de hidrógeno tiene el doble de oxígeno (en masa) que el agua. Con la teoría atómica de Dalton deducimos que el peróxido de hidrógeno tiene el doble de oxígeno por cada hidrógeno, en comparación con el agua. De hecho, las fórmulas son H_2O para el agua y H_2O_2 para el peróxido de hidrógeno.

La **ley de las proporciones múltiples** afirma que:

ley de las proporciones múltiples

Los átomos de dos o más elementos se pueden combinar, en relaciones distintas, para producir más de un compuesto.

El apego a esta ley y a la ley de la composición definida es una de las bases de la ciencia química. En esencia, estas leyes establecen que 1) la composición de determinada sustancia siempre será igual, sin importar su origen ni cómo se formó, y 2) la composición de distintas sustancias formadas con los mismos elementos siempre será única.

5.4 Naturaleza de la carga eléctrica

Muchos de nosotros hemos recibido un choque después de caminar por un piso alfombrado en un día seco. También hemos sentido la estática cuando peinamos nuestro cabello y cuando vemos que nuestra ropa se nos pega al cuerpo. Estos fenómenos son el resultado de una acumulación de *carga eléctrica*, misma que puede pasar de un objeto a otro. A continuación presentamos las propiedades de la carga eléctrica:

1. La carga puede ser de dos tipos: positiva y negativa.
2. Las cargas distintas se atraen (la positiva atrae a la negativa) y las cargas iguales se repelen (la negativa repele a la negativa, y la positiva repele a la positiva).
3. La carga puede pasar de un objeto a otro por contacto o por inducción.
4. Mientras más pequeña es la distancia entre dos cargas, mayor es la fuerza de atracción entre cargas distintas o de repulsión entre cargas iguales.



Michael Faraday (1791-1867)

5.5 El descubrimiento de los iones

Michael Faraday (1791-1867), el gran científico inglés, descubrió que ciertas sustancias, al disolverse en agua, podían conducir una corriente eléctrica. También notó que ciertos compuestos podían descomponerse en sus elementos al pasar por ellos una corriente eléctrica.

Los átomos de algunos elementos eran atraídos al electrodo positivo, mientras que los de otros elementos eran atraídos al electrodo negativo. Faraday llegó a la conclusión de que esos átomos estaban cargados eléctricamente. Los llamó *iones*, palabra griega que significa "vagabundo".

Toda carga en movimiento es una corriente eléctrica. La carga eléctrica debe viajar a través de una sustancia llamada medio conductor. Los medios conductores más familiares son metales en forma de alambre.

Svante Arrhenius (1859-1927), científico sueco, amplió el trabajo de Faraday. Dedujo que un ion es un átomo que porta carga positiva o negativa. Cuando se funde un compuesto como el cloruro de sodio (NaCl), conduce la electricidad. Ya no es necesaria el agua. La explicación de esa conductividad, según Arrhenius, fue que al fundirse el cloruro de sodio se disocia – o descompone – en iones cargados, Na^+ y Cl^-. Los iones Na^+ se mueven hacia el electrodo negativo, o cátodo, mientras que los Cl^- migran hacia el electrodo positivo, o ánodo. En consecuencia, llamó cationes a los iones positivos y aniones a los iones negativos.

Tomando como base los trabajos de Faraday y Arrhenius, G. J. Stoney, físico irlandés (1826-1911), supuso la existencia de una unidad fundamental de electricidad asociada con los átomos. A esa unidad la llamó electrón, en 1891. Desafortunadamente, no contó con medios para demostrar su idea. La prueba quedó pendiente hasta 1897, cuando Joseph Thomson (1856-1940), físico inglés, pudo demostrar experimentalmente la existencia del electrón.

QUÍMICA EN ACCIÓN

Triboluminiscencia

Algunas sustancias emiten luz cuando se frotan, rompen o aplastan, a este fenómeno se le llama triboluminiscencia. Algunas de las sustancias que presentan esta propiedad son los cristales de cuarzo, los cubitos de azúcar, la cinta adhesiva que se desprende de alguna superficie y los dulces conocidos como salvavidas Wintergreen.

Linda M. Sweeting, química de la Universidad Estatal Towson en Maryland, Estados Unidos, ha investigado los destellos que emite un salvavidas cuando se mastica, lo que se aprecia mejor en un cuarto oscuro. Cuando se rompe un cristal de azúcar, se forman zonas separadas con cargas positiva y negativa en las caras opuestas de la fractura. Los electrones tienden a salvar el espacio para neutralizar la carga. Cuando chocan con las moléculas de nitrógeno del aire, se emiten pequeñas cantidades de luz. (Los relámpagos son fenómenos semejantes, pero en una escala muchísimo mayor). Cuando se agregan las moléculas de salicilato de metilo (*wintergreen* significa "gaulteria" en español, y *esencia de wintergreen* es salicilato de metilo) el resultado cambia porque absorben algo de la energía luminosa y la reemiten en forma de destellos brillantes verdiazules. Son las chispas que vemos cuando masticamos un salvavidas en la oscuridad.



Cuando masticamos los dulces conocidos como salvavidas Wintergreen, se produce triboluminiscencia.

5.6 Partículas subatómicas

El concepto del átomo – partícula tan pequeña que aún no ha podido ser vista ni con el microscopio más poderoso – así como la determinación de su estructura son uno de los logros más grandes de la creación del intelecto humano.

Cualquier cantidad visible de un elemento contiene un número inmenso de átomos idénticos. Pero cuando nos referimos a un elemento de un átomo, aislamos a un solo átomo de la multitud, a fin de presentar al elemento en su forma más simple. En la figura 5.1 se muestran átomos individuales, tal como los podemos ver hoy.

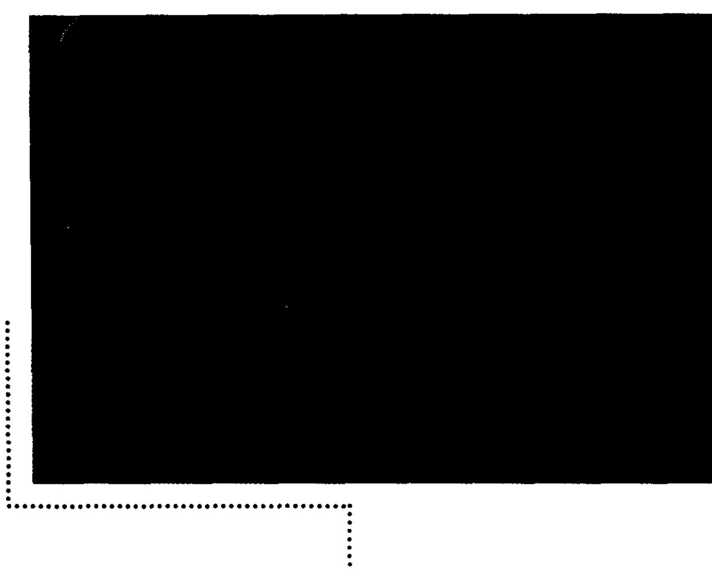


Figura 5.1
Con un microscopio de barrido y tunelización (filtración cuántica) se obtuvo la imagen de un conjunto de átomos de cobre.

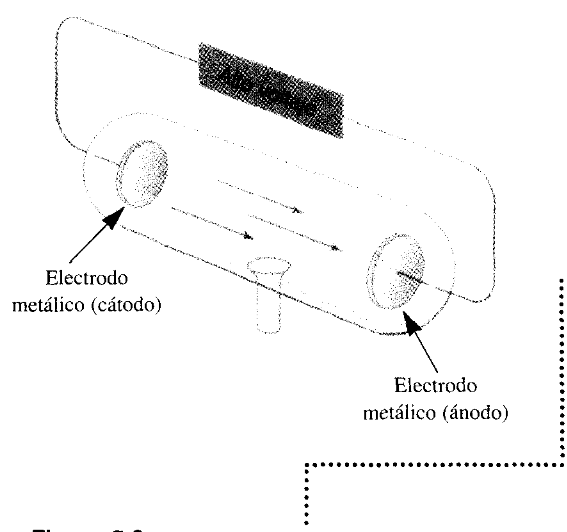


Figura 5.2
Tubo de Crookes. Un tubo de Crookes contiene un gas a presión muy baja. Cuando se hace pasar una corriente entre los electrodos del tubo, un haz de electrones viaja desde el cátodo hasta el ánodo.

Examinemos esa partícula diminuta a la que llamamos átomo. El diámetro de un átomo va desde 0.1 hasta 0.5 nanómetros (1 nm = 1 x 10^{-9} m). El de hidrógeno es el átomo más pequeño y su diámetro aproximado es de 0.1 nm. Para darnos una idea de su pequeñez, fíjate en este punto (•), cuyo diámetro aproximado es de 1 mm, o 1×10^6 nm. 10 millones de átomos de hidrógeno formarían una fila que cruzaría ese punto. Tan inconcebiblemente pequeños como son, contienen partículas todavía más pequeñas llamadas **partículas subatómicas,** que son los electrones, los protones y los neutrones.

partículas subatómicas

El desarrollo de la teoría atómica fue impulsado, en gran parte, por la invención de instrumentos nuevos. Por ejemplo, Sir William Crookes inventó el tubo de Crookes en 1875, y abrió la puerta de la estructura subatómica (Fig. 5.2). Las emisiones de un tubo de Crookes se llamaron *rayos catódicos.* Joseph Thomson demostró, en 1897, que los rayos catódicos: 1) viajan en línea recta, 2) tienen carga negativa, 3) son desviados por campos eléctricos y magnéticos, 4) producen sombras nítidas y 5) son capaces de impulsar pequeñas ruedas con aspas. En ello consistió el descubrimiento experimental de la unidad fundamental de carga: el electrón.

electrón

El **electrón** (e^-) es una partícula con carga eléctrica negativa y masa igual a 9.110 x 10^{-28} g. Esta masa es la 1/1837 parte de la masa de un átomo de hidrógeno, y corresponde a 0.0005486 unidades de masa atómica (uma, que definiremos en la sección 5.11). Una unidad de masa atómica tiene 1.6606 x 10^{-24} g de masa. Aunque conocemos la carga real de un electrón, en la práctica su uso es muy tedioso y, por consiguiente, se le asigna una carga eléctrica relativa igual a -1. No se ha determinado con exactitud el tamaño de un electrón, pero se cree que su diámetro es menor que 10^{-12} cm.

E. Goldstein, físico alemán (1850-1930), fue quien en 1886 observó por primera vez a los protones. Sin embargo, fue Thomson quien descubrió la naturaleza del protón. Demostró que es una partícula y calculó que su masa es, aproximadamente, 1837 veces mayor que la de un electrón. El **protón** (p) es una partícula cuya masa relativa es 1 uma y su masa real es de 1.673 x 10^{-24} g. Su carga relativa es +1, y es de igual magnitud, pero con signo contrario, que la carga del electrón. La masa de un protón sólo es un poco menor que la de un átomo de hidrógeno.

protón

Thomson demostró que los átomos contenían partículas cargadas negativa y positivamente, a la vez. Era claro que ya no se podía seguir aceptando al modelo atómico de Dalton. Los átomos no son indivisibles, estaban formados por partes más pequeñas, por lo que Thomson propuso un nuevo modelo del átomo.

modelo atómico de Thomson

En el **modelo atómico de Thomson,** los electrones son cargas negativas "incrustadas" en la esfera atómica. Como los átomos son eléctricamente neutros, la esfera contiene también una cantidad igual de protones, o cargas positivas. Un átomo neutro se puede transformar en un ion ganando o perdiendo electrones.

Ya explicamos que los iones positivos eran átomos neutros que habían perdido electrones. Un átomo con una carga neta igual a +1 (por ejemplo, Na^+ o Li^+) ha perdido un electrón. Un átomo con carga neta igual a +3 (por ejemplo, Al^{3+}) ha perdido tres electrones.

Los iones negativos se describieron suponiendo que a los átomos se habían agregado electrones adicionales. Una carga igual a -1 (por ejemplo, Cl^- o F^-) se produce por adición de un electrón. Una carga neta igual a -2 (por ejemplo, O^{2-} o S^{2-}) se produce por adición de dos electrones.

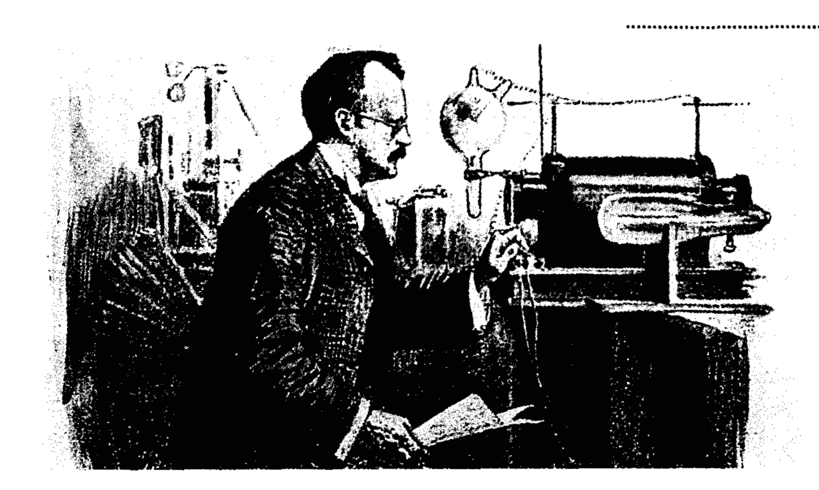
neutrón

La tercera partícula subatómica principal fue descubierta en 1932 por James Chadwick (1891-1974). Esta partícula, el **neutrón,** no tiene carga positiva ni negativa, y su masa relativa aproximada es de 1 uma. Su masa real es de 1.675 x 10^{-24} g, es decir sólo ligeramente mayor que la de un protón. En la tabla 5.1, resumimos las propiedades de las tres partículas subatómicas.

Casi todas las propiedades químicas de la materia se pueden explicar en función de átomos formados por electrones, protones y neutrones. La descripción que damos a continuación se basa en la hipótesis de que los átomos sólo contienen esas partículas subatómi-

TABLA 5.1 Carga eléctrica y masa relativa de electrones, protones y neutrones

Partícula	Símbolo	Carga eléctrica relativa	Masa relativa (uma)	Masa real (g)
Electrón	e^-	−1	$\frac{1}{1837}$	9.110×10^{-28}
Protón	p	+1	1	1.673×10^{-24}
Neutrón	n	0	1	1.675×10^{-24}



Joseph Thomson (1856-1940)

cas principales. Se han descubierto muchas otras partículas subatómicas, como los mesones, positrones, neutrinos y antiprotones, pero todavía no se aclara si todas ellas realmente están presentes en el átomo, o si se producen mediante reacciones que suceden dentro del núcleo. Los campos de la física atómica y de partículas, o de altas energías, se han saturado con una larga lista de partículas subatómicas. En muchos textos modernos de física podemos encontrar descripciones de las propiedades de gran parte de esas partículas, así como en varios artículos que han aparecido en la revista *Scientific American* y en varios de los libros de Isaac Asimov.

Ejemplo 5.1

La masa de un átomo de helio es de 6.65 x 10^{-24} g. ¿Cuántos átomos hay en una muestra de 4.0-g de helio?

Solución

$$4.0\ g \times \frac{1 \text{ átomo de He}}{6.65 \times 10^{-24}\ g} = 6.0 \times 10^{23} \text{ átomos de He}$$

Práctica 5.1

La masa de un átomo de hidrógeno es de 1.673 x 10^{-24} g. ¿Cuántos átomos hay en una muestra de 10.0-g de hidrógeno?

5.7 El átomo nuclear

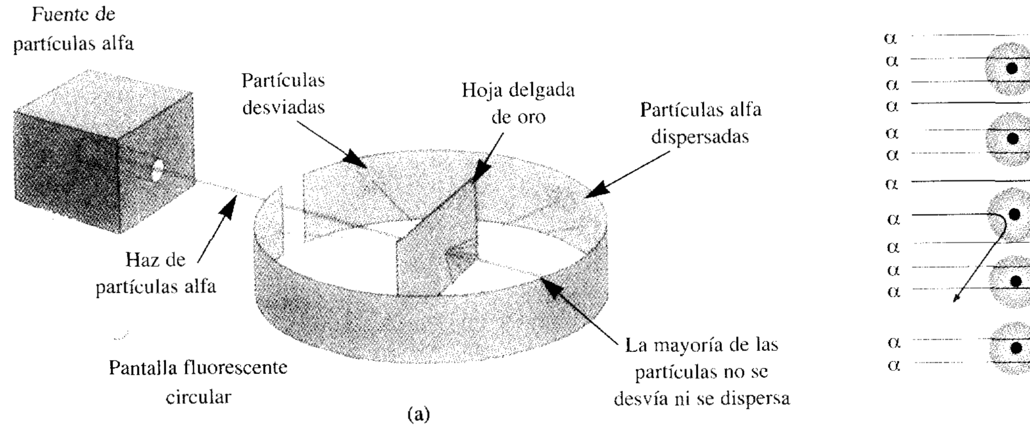
El descubrimiento de que había partículas con carga positiva en los átomos fue posterior, por poco tiempo, al descubrimiento de la radiactividad, por Henri Becquerel, en 1896. Los elemenos radiactivos emiten, espontáneamente, partículas alfa, partículas beta y rayos gamma de sus núcleos (ve el Cap. 18).

En 1907, Ernest Rutherford estableció que las partículas alfa, con carga positiva, que emiten ciertos elementos radiactivos, eran iones del elemento helio. Rutherford empleó esas partículas alfa para establecer la naturaleza *nuclear* de los átomos. En experimentos que realizó en 1911, dirigió un haz de iones de helio con carga positiva (partículas alfa) hacia una hoja muy delgada de oro de unos 1000 átomos de espesor. Ve la figura 5.3a. Observó que la mayor parte de las partículas alfa pasaba por la lámina casi sin ser desviada, pero algunas eran desviadas formando ángulos grandes y, en ocasiones, alguna rebotaba hacia atrás de la



Ernest Rutherford (1871-1937)

lámina (Fig. 5.3b). Se sabía que las cargas iguales se repelen entre sí y que, posiblemente, un electrón, cuya masa es 1/1837 uma, no podría tener efecto alguno sobre la trayectoria de una partícula alfa de 4 uma, que es aproximadamente 7350 veces más masiva que un electrón. Por consiguiente, Rutherford dedujo que cada átomo de oro debe contener una masa con carga positiva que ocupa un volumen diminuto y que, cuando una partícula alfa llegaba lo suficientemente cerca a esa masa positiva, se desviaba. Como las partículas alfa tienen masas relativamente grandes, el valor de las desviaciones y el rebote hacia atrás de algunas indicaban a Rutherford que el núcleo es muy pesado y denso. (La densidad del núcleo de un átomo de hidrógeno es de 10^{12} g/cm^3, como un billón de veces la densidad del agua). Puesto que la mayor parte de las partículas alfa pasaba a través de los aproximadamente mil átomos de oro sin desviarse casi nada, llegó también a la conclusión de que la mayor parte de un átomo está formada por espacio vacío.



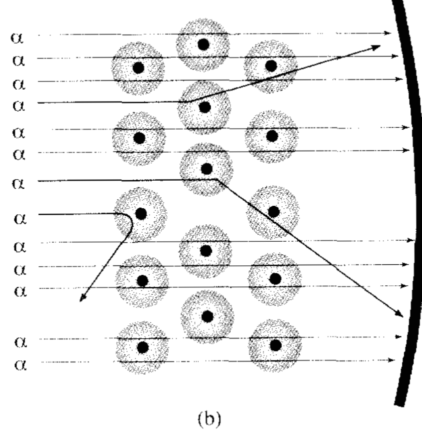


Figura 5.3
a) Diagrama que representa el experimento de Rutherford, de dispersión de las partículas alfa. b) Las partículas alfa positivas (α), que emanan de una fuente radiactiva, se dirigen hacia una lámina delgada de oro. El diagrama muestra la desviación y la repulsión de las partículas alfa, originadas por los núcleos positivos de los átomos de oro.

Cuando hablamos de la masa de un átomo nos referimos, para fines prácticos, a la masa del núcleo. El núcleo contiene todos los protones y neutrones, y representa más del 99.9% de la masa total de cualquier átomo (ve la tabla 5.1). Por ejemplo, la cantidad máxima de electrones que se sabe existe en un átomo es 111. La masa de esos 111 electrones sólo es, aproximadamente, 1/17 de la masa de un solo protón o neutrón. Por consiguiente, la masa de un átomo está determinada principalmente por las masas combinadas de sus protones y neutrones.

5.8 Arreglo general de las partículas subatómicas

núcleo

Los experimentos de dispersión de Rutherford, con partículas alfa, demostraron que el átomo contiene un núcleo denso con carga positiva. Trabajos posteriores de Chadwick demostraron que el átomo contiene neutrones, que son partículas con masa pero sin carga. También observó que los electrones ligeros, con carga negativa, existen y compensan las cargas positivas del núcleo. Con base en estas pruebas experimentales se formó una descripción general del átomo y la ubicación de sus partículas subatómicas. Cada átomo está formado por un **núcleo** rodeado por electrones. El núcleo contiene protones y neutrones, pero no electrones. En un átomo neutro, la carga positiva del núcleo (debida a sus protones) se compensa exactamente por la carga de los electrones negativos. Como la carga de un electrón es igual, pero de signo contrario a la carga de un protón, un átomo neutro debe contener exactamente igual cantidad de electrones que de protones. Sin embargo, este cuadro gene-

ral de la estructura atómica no nos proporciona información acerca del arreglo de los electrones dentro del átomo.

Un átomo neutro contiene igual cantidad de protones que de electrones.

5.9 Números atómicos de los elementos

número atómico

El **número atómico** de un elemento es la cantidad de protones existente en el núcleo de un átomo del elemento. El número atómico determina la identidad de un átomo. Por ejemplo, cada átomo cuyo número atómico sea 1 es un átomo de hidrógeno; contiene un protón en su núcleo. Cada átomo cuyo número atómico sea 8 es un átomo de oxígeno; su núcleo contiene 8 protones. Todo átomo cuyo número atómico sea 92 es un átomo de uranio; contiene 92 protones en su núcleo. El número atómico nos indica no sólo la cantidad de cargas positivas en el núcleo, sino también la cantidad de electrones en el átomo neutro.

número atómico = cantidad de protones en el núcleo

No es necesario memorizar los números atómicos de los elementos, porque generalmente en los libros, laboratorios y exámenes de química se dispone de una tabla periódica. Los números atómicos de todos los elementos se muestran en la tabla periódica que se proporciona en el apéndice VI del libro, y aparecen también en la tabla de masas atómicas que se da en el mismo apéndice.

La cantidad de protones *define* al elemento.

5.10 Isótopos de los elementos

Poco después de que Rutherford conceptualizó al átomo nuclear se llevaron a cabo experimentos para determinar las masas de los átomos individuales. Esos experimentos demostraron que las masas de casi todos los átomos eran mayores que las que se calculaban sumando las masas de todos los protones y electrones, que se sabía existían en los átomos. Este hecho dio origen al concepto del neutrón, partícula sin carga, pero cuya masa es aproximadamente igual a la de un protón. Como esa partícula no tiene carga, su detección fue muy difícil, y fue hasta 1932 que se demostró experimentalmente su existencia. Todos los núcleos atómicos, excepto el del hidrógeno, que es el más simple, contienen neutrones.

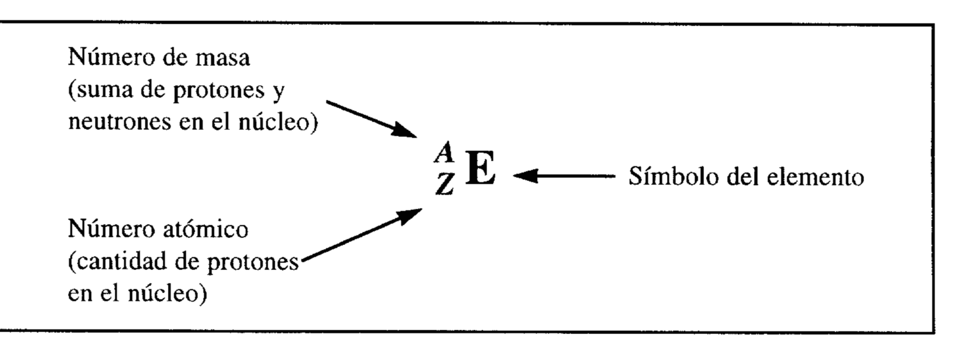
Todos los átomos de un elemento dado tienen la misma cantidad de protones. Las pruebas experimentales han demostrado que, en la mayoría de los casos, todos los átomos de determinado elemento no tienen masas idénticas. Esto se debe a que los átomos del mismo elemento pueden tener en sus núcleos cantidades distintas de neutrones.

isótopos

Los átomos de un elemento que tienen el mismo número atómico pero distinta masa atómica se llaman **isótopos** del elemento. Por lo tanto, los átomos de los diversos isótopos de un elemento tienen la misma cantidad de protones y electrones, pero cantidades distintas de neutrones.

Se conocen tres isótopos del hidrógeno (número atómico igual a 1). Cada uno tiene un protón en su núcleo y un electrón. El primer isótopo, el protio, no tiene neutrón, y su número de masa es 1. El segundo isótopo, el deuterio, tiene un neutrón en el núcleo y su número de masa es 2. El tercer isótopo, el tritio, tiene dos neutrones y su número de masa es 3 (ve la Fig. 5.4).

El *número de masa* de un elemento es la suma de los protones y neutrones que hay en el núcleo.



número de masa

Los tres isótopos del hidrógeno se pueden representar con los símbolos $^{1}_{1}\mathrm{H}$, $^{2}_{1}\mathrm{H}$ y $^{3}_{1}\mathrm{H}$, que indican un número atómico igual a 1 y números de masa iguales a 1, 2 y 3, respectivamente. Este método de representar a los átomos se llama *notación isotópica*. El subíndice (Z) es el número atómico, y el índice (A) es el **número de masa**, o número másico que es la suma de los protones y los neutrones presentes en el núcleo. Los isótopos del hidrógeno también se pueden identificar como hidrógeno 1, hidrógeno 2 e hidrógeno 3.

La mayor parte de los elementos existe en la naturaleza como mezclas de isótopos. Sin embargo, no todos los isótopos son estables; algunos son radiactivos y se descomponen continuamente formando otros elementos. Por ejemplo, de los once isótopos conocidos del carbono, sólo dos son estables: el carbono 12 y el carbono 13. De los once isótopos conocidos del oxígeno sólo tres son estables, el $^{16}_{8}\mathrm{O}$, el $^{17}_{8}\mathrm{O}$ y el $^{18}_{8}\mathrm{O}$. De los veintidós isótopos conocidos del arsénico, sólo el $^{75}_{33}\mathrm{As}$ es estable.

5.11 La masa atómica (el peso atómico)

unidad de masa atómica

La masa de un solo átomo es demasiado pequeña como para medirla individualmente en una balanza. Sin embargo se pueden realizar determinaciones muy precisas de las masas de los átomos individuales con un instrumento llamado *espectrómetro de masas* (ve la Fig. 5.5). La masa de un solo átomo de hidrógeno es de 1.673×10^{-24} g. Sin embargo, no conviene ni es práctico comparar las masas reales de los átomos, expresadas en gramos. Para ello se ha inventado una tabla de masas atómicas relativas, con *unidades de masa atómica*. (El término *peso atómico* se usa con frecuencia en lugar de masa atómica). El isótopo del carbono que tiene seis protones y seis neutrones, denominado carbono -12 o $^{12}_{6}\mathrm{C}$ se eligió como el patrón de las masas atómicas. A ese isótopo patrón se le asignó un valor exacto de 12 unidades de masa atómica (uma). Así, una **unidad de masa atómica** se define como igual, exactamente, a 1/12 de la masa de un átomo de carbono -12. La masa real de un átomo de carbono 12 es de 1.9927×10^{-23} g, y la de una unidad de masa atómica es de 1.6606×10^{-24} g. En la tabla de las masas atómicas, entonces, todos los elementos tienen valores que son relativos a la masa asignada al isótopo de referencia, o patrón, carbono -12.

Los átomos de hidrógeno, con una masa aproximada de 1/12 de la de un átomo de carbono, tienen una masa atómica media de 1.00797 uma en esta escala relativa. Los átomos de magnesio, aproximadamente dos veces más pesados que los de carbono, tienen una masa atómica promedio igual a 24.305 uma. La masa atómica promedio del oxígeno es de 15.9994 uma.

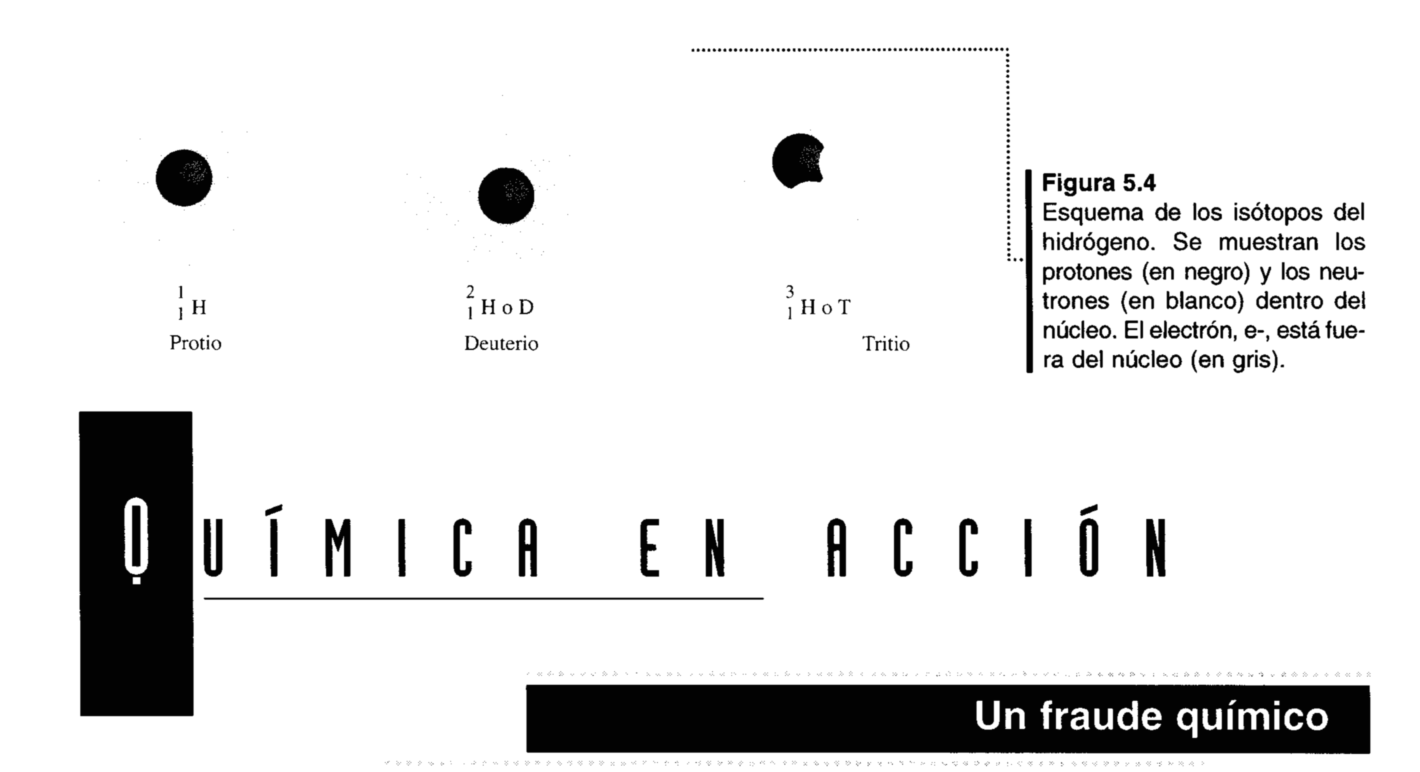


Figura 5.4
Esquema de los isótopos del hidrógeno. Se muestran los protones (en negro) y los neutrones (en blanco) dentro del núcleo. El electrón, e-, está fuera del núcleo (en gris).

QUÍMICA EN ACCIÓN

Un fraude químico

El frasco de extracto de vainilla que vemos en la mayor parte de las cocinas tendrá en su etiqueta "extracto de vainilla" o "imitación de extracto de vainilla". Ambas sustancias tienen el mismo sabor, porque contienen las mismas moléculas, y el sabor se debe a la estructura molecular. ¿Qué diferencia hay entre el extracto auténtico de vainilla y la imitación del extracto de vainilla?

El extracto de vainilla es una solución, en alcohol y agua, de materiales extraídos de vainas de vainilla. La imitación del extracto de vainilla se prepara a partir de la lignina, que es un producto de desecho de la industria de la celulosa. La lignina se convierte en vainillina, que es la misma molécula que encontramos en el extracto de la vainilla. La ventaja de este proceso es económica. El costo aproximado de producción de vainilla natural es de $125 dólares por galón, mientras que el correspondiente a la vainillina sintética es de $60 dólares por galón.

Uno de los papeles del inspector químico es evitar la etiquetación fraudulenta de productos. Como los compuestos en ambos productos son químicamente iguales, se debe usar otro método para identificar la procedencia de la molécula. Este ensayo se lleva a cabo revisando los átomos de carbono de la vainilla, con una técnica llamada análisis de relación de isótopos estables (SIRA, *stable isotope ratio analysis*). En los compuestos orgánicos existen dos isótopos del carbono, el carbono 12 y el carbono 13. La relación entre ellos es un poco diferente en la vainilla natural y en la de imitación. Debido a esa pequeña diferencia, los inspectores oficiales pueden determinar si la vainillina proviene de la vainilla o de la lignina.



Como la mayor parte de los elementos es mezcla de isótopos con distintas masas, la masa atómica determinada para un elemento representa la masa relativa promedio de todos los isótopos naturales del elemento. Las masas atómicas de los isótopos individuales son, aproximadamente, números enteros, porque las masas relativas de los protones y neutrones son de casi 1.0 uma. Sin embargo, vemos que las masas que tienen muchos elementos difieren bastante de los números enteros. Por ejemplo, la masa atómica del rubidio es de 85.4678

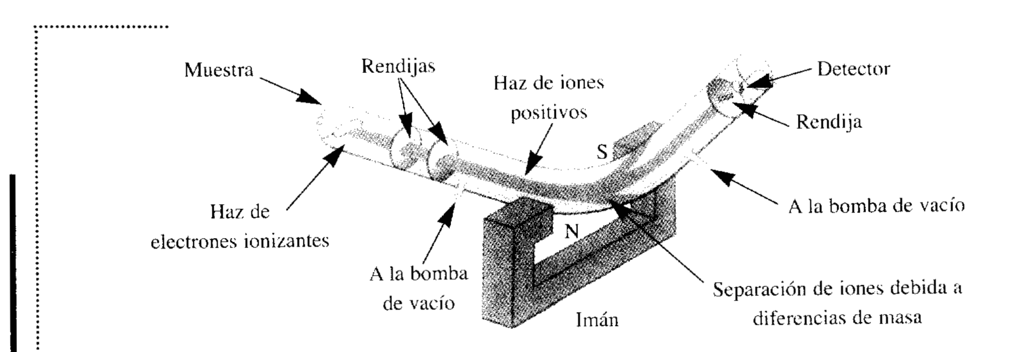


Figura 5.5
Esquema de un espectrómetro de masas moderno. Cuando la muestra entra en la cámara, se produce un haz de iones positivos, los cuales se aceleran al pasar por las rendijas de un campo eléctrico. Cuando los iones entran en el campo magnético se desvían en forma distinta, lo cual depende de su masa y su carga. Los iones se detectan después en el extremo del tubo. A partir de la intensidad y la posición de las líneas en el espectrograma de masas, se pueden determinar los diversos isótopos de los elementos, así como sus abundancias relativas.

uma, la del cobre es de 63.546 uma y la del magnesio es de 24.305 uma. La desviación de una masa atómica respecto a un número entero se debe, principalmente, a la presencia de los diversos isótopos del elemento. Por ejemplo, los dos isótopos principales del cobre son $^{63}_{29}Cu$ y $^{65}_{29}Cu$. Está claro que los átomos de cobre 63 son el isótopo más abundante, porque la masa atómica del cobre, que es de 63.546 uma, se acerca más a 63 que a 65 uma (ve la Fig. 5.6). Los valores reales de los isótopos de cobre que se determinan mediante espectros de masas son los siguientes:

Isótopo	Masa isotópica (uma)	Abundancia (%)	Masa atómica promedio (uma)
$^{63}_{29}Cu$	62.9298	69.09	63.55
$^{65}_{29}Cu$	64.9278	30.91	

La masa atómica promedio se puede calcular multiplicando la masa atómica de cada isótopo por la fracción del isótopo presente y sumando los resultados. Para el cobre, este cálculo es:

62.9298 uma × 0.6909 = 43.48 uma
64.9278 uma × 0.3091 = 20.07 uma
63.55 uma

masa atómica

La **masa atómica** de un elemento es la masa promedio relativa de los isótopos del elemento, referida a la masa atómica del carbono 12, (que es exactamente de 12.0000... uma.)

La relación entre el número de masa y el número atómico es tal que si restamos el número atómico del número de masa de determinado isótopo obtendremos la cantidad de neutrones en el núcleo del átomo de ese isótopo. En la tabla 5.2 mostramos la aplicación de este método para calcular la cantidad de neutrones. Por ejemplo, el átomo de flúor $^{19}_{9}F$, cuyo número atómico es 9 y que tiene una masa igual a 19 uma, contiene 10 neutrones:

Número de masa	–	Número atómico	=	Cantidad de neutrones
19	–	9	=	10

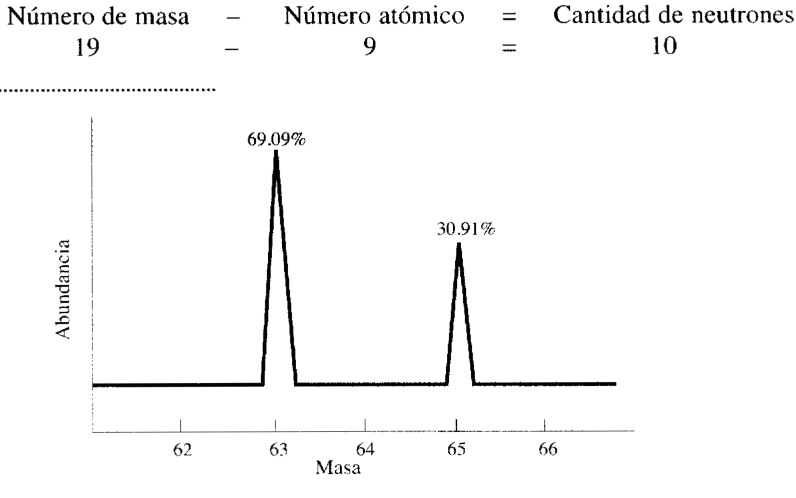


Figura 5.6
Gráfica característica obtenida en un espectrómetro de masas. Vemos los dos isótopos principales del cobre, con su abundancia (%).

TABLA 5.2 **Determinación del número de neutrones que hay en un átomo, restando el número atómico del número de masa**

	Hidrógeno ($^{1}_{1}H$)	Oxígeno ($^{16}_{8}O$)	Azufre ($^{32}_{16}S$)	Flúor ($^{19}_{9}F$)	Hierro ($^{56}_{26}Fe$)
Número de masa	1	16	32	19	56
Número atómico	(–)1	(–)8	(–)16	(–)9	(–)26
Número de neutrones	0	8	16	10	30

Las masas atómicas que aparecen en la tabla que se da en el apéndice VI del libro, son los valores aceptados por convenio internacional. No necesitas memorizarlos. En la mayoría de los cálculos que realizaremos en este libro, usaremos las masas atómicas con cuatro cifras significativas, con lo cual los resultados tendrán la exactitud suficiente.

Ejemplo 5.2

¿Cuántos protones, neutrones y electrones se encuentran en un átomo de $^{14}_{6}C$?

Solución

El elemento es el carbono, cuyo número atómico es 6. La cantidad de protones o electrones es igual al número atómico, que es 6. La cantidad de neutrones se calcula restando el número atómico del número de masa: 14 – 6 = 8.

Práctica 5.2

¿Cuántos protones, neutrones y electrones hay en cada uno de los núcleos siguientes?
a) $^{16}_{8}O$, b) $^{80}_{35}Br$, c) $^{235}_{92}U$, d) $^{64}_{29}Cu$

Ejemplo 5.3

El cloro se encuentra en la naturaleza en forma de dos isótopos, $^{37}_{17}Cl$ (24.47%) y $^{35}_{17}Cl$ (75.53%). Sus masas atómicas son 36.96590 y 34.96885 uma, respectivamente. Calcula la masa atómica promedio del cloro.

Solución

Multiplicamos cada masa por su porcentaje y sumamos los productos, para calcular el promedio.

$$(0.2447) \times (36.96590 \text{ uma}) + (0.7553) \times (34.96885 \text{ uma})$$
$$= 35.4575 \text{ uma}$$
$$= 35.46 \text{ uma (4 cifras significativas)}$$

Práctica 5.3

La plata se encuentra en forma de dos isótopos, cuyas masas atómicas son de 106.9041 y 108.9047 uma, respectivamente. El primer isótopo representa el 51.82% y el segundo 48.18%. Calcula la masa atómica promedio de la plata.

Repaso de conceptos

1. Describe los principales puntos de la teoría atómica de Dalton.
2. Enuncia la ley de la composición definida y explica su significado.
3. Enuncia la ley de las proporciones múltiples y explica su significado.
4. Cita los nombres, símbolos y masas relativas de las tres partículas subatómicas principales.
5. Describe el modelo atómico de Thomson.
6. Describe el átomo conceptualizado por Ernest Rutherford, con base en sus experimentos de dispersión de partículas alfa.
7. Determina el número atómico, número de masa o cantidad de neutrones de un isótopo cuando se dan dos de los tres valores citados.
8. Cita los nombres y las diferencias que hay entre los tres isótopos del hidrógeno.
9. Calcula la masa atómica promedio de un elemento, dadas las masas isotópicas y la abundancia de sus isótopos.
10. Calcula la cantidad de protones, neutrones y electrones, a partir del número atómico y la masa atómica de un átomo.

Palabras clave

electrón (5.6)
isótopos (5.10)
ley de la composición definida (5.3)
ley de las proporciones múltiples (5.3)
masa atómica (5.11)
modelo atómico de Thomson (5.6)
neutrón (5.6)
núcleo (5.8)
número atómico (5.9)
número de masa (5.10)
partículas subatómicas (5.6)
protón (5.6)
teoría atómica de Dalton (5.2)
unidad de masa atómica (5.11)

Preguntas

Las preguntas se refieren a las tablas, figuras, palabras clave y conceptos que se definieron en el capítulo. Las preguntas o ejercicios más difíciles se indican con un asterisco.

1. ¿Cuál es el número atómico de a) cobre, b) nitrógeno, c) fósforo, d) radio y e) zinc?
2. Un neutrón, ¿cuántas veces más pesado es, aproximadamente, que un electrón?
3. Desde el punto de vista químico, ¿cuáles son las diferencias principales entre un protón, un neutrón y un electrón?
4. Describe la diferencia entre un átomo y un ion.
5. ¿Qué letras se usan para indicar el número atómico y el número de masa en la notación isotópica de los átomos?
6. Describe la relación que hay entre la triboluminiscencia y los salvavidas Wintergreen.
7. Describe la diferencia entre el extracto sintético y el natural de vainilla. Explica por qué esto es importante en nuestra sociedad.
8. Describe e indica el valor de la técnica SIRA.
9. ¿En qué son los isótopos semejantes? ¿En qué difieren?
10. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas? Vuelve a redactar las afirmaciones incorrectas para que sean correctas.
    a) John Dalton desarrolló una importante teoría atómica a principios de los 1800.
    b) Dalton dijo que los elementos están formados por partículas indivisibles, diminutas, llamadas átomos.
    c) Dalton dijo que cuando los átomos se combinan para formar compuestos, lo hacen en relaciones numéricas simples.
    d) Dalton dijo que los átomos están formados por protones, neutrones y electrones.
    e) Toda la teoría de Dalton se considera vigente en la actualidad.
    f) El átomo de hidrógeno es el más pequeño.
    g) Un protón es cerca de 1837 veces más pesado que un electrón.

h) El núcleo de un átomo contiene protones, neutrones y electrones.

11. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas? Vuelve a redactar las incorrectas, para que sean válidas.

a) Un elemento cuyo número atómico es 29 tiene 29 protones, 29 neutrones y 29 electrones.

b) Un átomo del isótopo $^{60}_{26}Fe$ tiene 34 neutrones en su núcleo.

c) $^{2}_{1}H$ es el símbolo del isótopo deuterio.

d) Un átomo de $^{31}_{15}P$ contiene 15 protones, 16 neutrones y 31 electrones.

e) En el isótopo $^{6}_{3}Li$, $Z = 3$ y $A = 3$.

f) Los isótopos de un elemento dado tienen la misma cantidad de protones, pero sus cantidades de neutrones son distintas.

g) Los tres isótopos del hidrógeno son el protio, el deuterio y el tritio.

h) $^{23}_{11}Na$ y $^{24}_{11}Na$ son isótopos.

i) El $^{24}_{11}Na$ tiene un electrón más que el $^{23}_{11}Na$.

j) El $^{24}_{11}Na$ tiene un protón más que el $^{23}_{11}Na$.

k) El $^{24}_{11}Na$ tiene un neutrón más que el $^{23}_{11}Na$.

l) Sólo unos pocos elementos existen en la naturaleza en forma de mezclas de isótopos.

12. ¿Cuáles de las afirmaciones siguientes son correctas? Vuelve a redactar las incorrectas para que sean válidas.

a) Una unidad de masa atómica tiene masa igual a 12 veces la masa de un átomo de carbono 12.

b) Las masas atómicas del protio y del deuterio difieren casi en un 100%.

c) El $^{23}_{11}Na$ y el $^{24}_{11}Na$ tienen la misma masa atómica.

d) La masa atómica de un elemento representa la masa atómica relativa de todos los isótopos del elemento que existen en la naturaleza.

Ejercicios relacionados

Los siguientes ejercicios están relacionados uno a uno. A cada ejercicio con número impar sigue otro semejante con número par. Las respuestas a los ejercicios con número par aparecen en el apéndice V.

13. Explica por qué en los experimentos de Rutherford algunas partículas alfa fueron dispersadas por la hoja de oro en ángulos grandes, o hasta rebotaron hacia atrás.

14. ¿Qué pruebas experimentales condujeron a Rutherford a llegar a cada una de las siguientes conclusiones?

a) El núcleo de un átomo contiene la mayor parte de la masa atómica.

b) El núcleo de un átomo tiene carga positiva.

c) El átomo está formado, casi totalmente, por espacio vacío.

15. Describe el arreglo general de las partículas subatómicas en el átomo.

16. ¿Qué parte del átomo contiene casi toda su masa?

17. ¿Cuál fue la contribución de cada uno de los personajes siguientes a la teoría atómica?

a) Dalton.

b) Thomson.

c) Rutherford.

18. En cada uno de los siguientes modelos de átomo: a) el de Dalton, b) el de Thomson y c) el de Rutherford, ¿cómo varía la ubicación de los electrones en el átomo? ¿Cómo se compara la ubicación de la materia atómica con carga positiva?

19. Explica por qué las masas atómicas de los elementos no son números enteros.

20. ¿Es la masa isotópica de determinado isótopo un número entero exacto? ¿Siempre lo es? Para responder fíjate en las masas del $^{12}_{6}C$ y del $^{63}_{29}Cu$.

21. ¿Qué nombres especiales se dan a los isótopos del hidrógeno?

22. Describe las semejanzas y diferencias entre los tres isótopos del hidrógeno.

23. ¿Cuál es el símbolo y el nombre del elemento cuyo número atómico es 24 y su número de masa es 52?

24. Un átomo de un elemento tiene número de masa 201 y en su núcleo tiene 121 neutrones.

a) ¿Cuál es la carga eléctrica del núcleo?

b) ¿Cuál es el símbolo y el nombre del elemento?

25. ¿Cuál es la composición nuclear de los seis isótopos naturales del calcio, cuyos números de masa son 40, 42, 43, 44, 46 y 48?

26. ¿Cuáles de los isótopos del calcio, de la pregunta anterior, es el más abundante? ¿Estás seguro? Explica tu respuesta.

27. Escribe los símbolos, en notación isotópica, de los siguientes núcleos:
   a) $Z = 26$, $A = 55$
   b) $Z = 12$, $A = 26$
   c) $Z = 3$, $A = 6$
   d) $Z = 79$, $A = 188$

28. Determina la composición nuclear y la notación isotópica de:
   a) Un átomo con 27 protones, 32 neutrones y 27 electrones.
   b) Un átomo con 15 protones, 16 neutrones y 15 electrones.
   c) Un átomo con 110 neutrones, 74 electrones y 74 protones.
   d) Un átomo con 92 electrones, 143 neutrones y 92 protones.

29. El plomo existe en la naturaleza en forma de cuatro isótopos estables: ^{204}Pb, cuya masa es de 203.973 uma (1.480%); ^{206}Pb, 205.974 uma (23.60%); ^{207}Pb, 206.9759 uma (22.60%) y ^{208}Pb, 207.9766 uma (52.30%). Calcula la masa atómica promedio del plomo.

30. El magnesio existe en la naturaleza en forma de tres isótopos estables: ^{24}Mg, cuya masa es de 23.985 uma (78.99%); ^{25}Mg, 24.986 uma (10.00 %) y ^{26}Mg, 25.983 uma (11.01 %). Calcula la masa atómica promedio del magnesio.

31. 68.9257 uma es la masa del 60.4% de los átomos de un elemento, que sólo tiene dos isótopos naturales. La masa atómica del otro isótopo es de 70.9249 uma. Calcula la masa atómica promedio del elemento. ¿Cuál es ese elemento?

32. Una muestra de litio enriquecido contiene 30.00% de ^{6}Li (6.015 uma) y 70.00 % de ^{7}Li (7.016 uma). ¿Cuál es la masa atómica promedio de la muestra?

33. El diámetro promedio de un átomo de aluminio es de, aproximadamente, 3.0×10^{-8} cm. El diámetro aproximado del núcleo es de 2.0×10^{-13} cm. Calcula la relación de esos diámetros.

*34. El radio promedio de un átomo es de 1.0×10^{-8} cm, y el radio promedio del núcleo es igual a 1.0×10^{-13} cm. Calcula la relación del volumen atómico al volumen nuclear. Supón que el átomo es esférico y que $V = (4/3)\pi r^3$, para una esfera.

Ejercicios adicionales

Los siguientes ejercicios no están relacionados ni agrupados por tema; son para que adquieras más práctica en la aplicación de los conceptos descritos en este capítulo.

35. ¿Qué pruebas experimentales sustentan cada una de las siguientes afirmaciones?
   a) El núcleo de un átomo es pequeño.
   b) El átomo está formado por cargas positivas y negativas a la vez.
   c) El núcleo del átomo es positivo.

36. ¿Cuál es la relación entre los dos átomos siguientes?
   a) Un átomo tiene 10 protones, 10 neutrones y 10 electrones y el otro tiene 10 protones, 11 neutrones y 10 electrones.
   b) Un átomo tiene 10 protones, 11 neutrones y 10 electrones; el otro tiene 11 protones, 10 neutrones y 11 electrones.

37. ¿En qué difiere el núcleo de un átomo de sí mismo después de haber perdido una partícula alfa?

38. Supón que en algún lugar del Universo se descubre otro tipo de materia, y que tu misión es determinar las características de la materia nueva. Primero pones una muestra gaseosa de ella en un tubo de rayos catódicos y encuentras que, como en el caso de la materia común, se producen rayos catódicos. Cuando esos rayos se desvían con un imán, los rayos que emite el ánodo (+) se desvían miles de veces más que los que emite el cátodo (–).
   a) ¿A qué conclusiones puedes llegar con este experimento? Cuando una hoja metálica de la nueva materia es bombardeada por partículas alfa, la mayor parte de ellas pasa sin desviarse, pero aproximadamente una de cada mil millones entra, pero nunca sale.
   b) ¿Qué conclusiones adicionales puedes sacar de la nueva información?

39. El radio de un átomo de carbono, en muchos compuestos, es de 0.77×10^{-8} cm. Si el radio de una pelota de espuma plástica que se usa para representar al átomo, en un modelo molecular, es de 1.5 cm, ¿con cuántos aumentos (en diámetros) se representa el átomo?

40. ¿Cómo es posible que haya más de un tipo de átomo del mismo elemento?

41. ¿Cuál de los siguientes átomos contiene la mayor cantidad de neutrones? ^{210}Bi, ^{210}Po, ^{210}At o ^{211}At.

*42. Un elemento desconocido, Q, tiene dos isótopos: el ^{60}Q y el ^{63}Q. Si la masa atómica del elemento es de 61.5 uma, ¿cuáles son los porcentajes relativos de los isótopos?

*43. La masa real de un átomo de cierto isótopo desconocido es de 2.18×10^{-22} g. Calcula la masa atómica de este isótopo.

44. La masa de un átomo de argón es de 6.63×10^{-24} g. ¿Cuántos átomos hay en una muestra de 40.0 g de argón?

45. Consulta la tabla periódica que se encuentra en la segunda de forros del libro, para determinar cuáles de los primeros veinte elementos tienen isótopos que tengan la misma cantidad de protones, neutrones y electrones.

46. Llena la tabla siguiente con los datos correctos de cada uno de los isótopos:

Número atómico	Número de masa	Símbolo del elemento	Cantidad de protones	Cantidad de neutrones
(a) 8	16			
(b)		Ni		30
(c)	199		80	

47. Llena la siguiente tabla. Todos los átomos son neutros.

Elemento	Símbolo	Número atómico	Cantidad de protones	Cantidad de neutrones	Cantidad de electrones
(a) Platino					
(b)	^{30}P				
(c)		53			
(d)			36		
(e)				45	34
(f)	^{40}Ca				

Respuestas a los ejercicios de práctica

5.1 5.98×10^{24} átomos

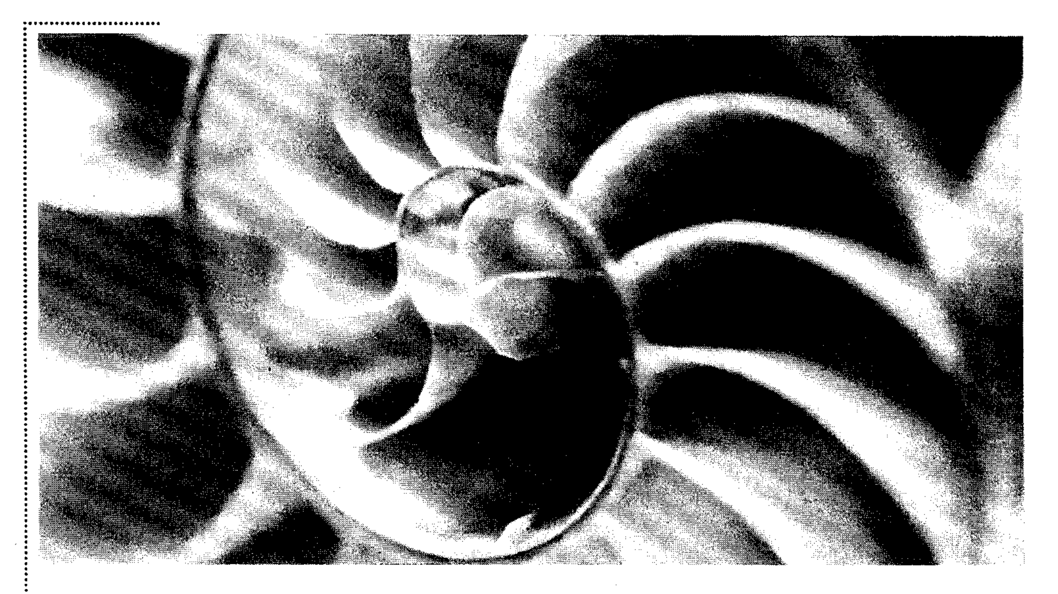
5.2

	protones	neutrones	electrones
(a)	8	8	8
(b)	35	45	35
(c)	92	143	92
(d)	29	35	29

5.3 107.87 uma

Capítulo 6

Nomenclatura de los compuestos inorgánicos



Esta concha de nautilo está formada por carbonato de calcio, que también llamamos caliza.

De niños, comenzamos a comunicarnos con las demás personas de nuestro mundo aprendiendo los nombres de los objetos que nos rodean. Al crecer, aprendimos a hablar y a usar el lenguaje para describir una gran diversidad de cosas. Al ingresar en la escuela comenzamos el aprendizaje de otros idiomas: el de las matemáticas, los de otros países o el de las computadoras. En cada caso, comenzamos aprendiendo los nombres de los conceptos elementales, para seguir con conceptos más abstractos. En química, también se habla un nuevo lenguaje: es un modo completamente nuevo de describir los objetos que tan familiares nos son en nuestra vida cotidiana: es la nomenclatura de los compuestos. Sólo después de aprender este idioma podremos comprender las complejidades del moderno modelo atómico y sus aplicaciones en los diversos campos que hemos elegido como nuestras profesiones.

6.1 Nombres comunes y sistemáticos

La nomenclatura química es el sistema de nombres que utilizan los químicos para identificar a los compuestos. Cuando se descubre una sustancia nueva se debe bautizar, para distinguirla de las demás sustancias (ve la Fig. 6.1). En este capítulo, nos restringiremos a explicar la nomenclatura de los compuestos inorgánicos, que son compuestos que, por lo general, no contienen carbono. El nombre de los compuestos orgánicos (que contienen carbono) se describirán, por separado, en el capítulo 19.

Los nombres comunes son nombres arbitrarios, que no se basaron en la composición

de las sustancias. Antes de sistematizar la química, a una sustancia, se le asignaba un nombre casi siempre relacionado con una de sus propiedades físicas o químicas más notables. Por ejemplo, el nombre del mercurio era el equivalente a "plata fluida" (*quicksilver*), y al óxido nitroso (N_2O,) que se empleaba como anestésico en ortodoncia se le llamaba *gas hilarante*, porque al inhalarlo induce la risa. Agua y amoniaco también son nombres comunes, porque ninguno de ellos proporciona información alguna sobre la composición química de la sustancia. Si a cada sustancia se le asignara un nombre común, la cantidad necesaria para aprender más de nueve millones de nombres sería astronómica.

Casi siempre el agua (H_2O) y el amoníaco (NH_3) se mencionan por su nombre común.

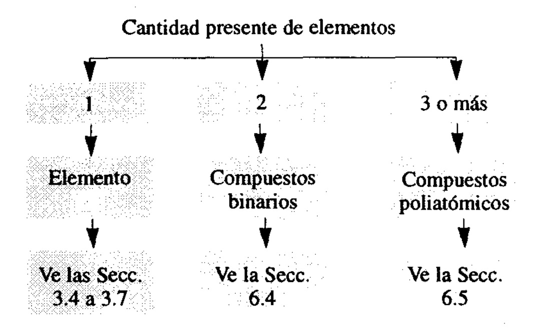


Figura 6.1
Diagrama de flujo donde se resume la localización en el libro, de las reglas para nombrar sustancias inorgánicas.

Los nombres comunes tienen sus limitaciones, pero se siguen empleando con frecuencia. Muchas veces se continúan usando en la industria, porque el nombre sistemático es demasiado largo o demasiado técnico para usarlo a diario. Por ejemplo, en construcción se llama cal viva al óxido de calcio (CaO). Los fotógrafos llaman *hipo* al tiosulfato de sodio ($Na_2S_2O_3$), y los nutriólogos llaman *vitamina D_3* al 9,10-secocolesta-5,7,10(19)-trien-3-β-ol ($C_{27}H_{44}O$). En la tabla 6.1, vemos los nombres comunes, las fórmulas y los nombres sistemáticos de algunas sustancias conocidas.

TABLA 6.1 **Nombres comunes, fórmulas y nombres químicos de sustancias comunes**

Nombre común	Fórmula	Nombre químico
Acetileno	C_2H_2	Etino
Cal viva	CaO	Óxido de calcio
Cal apagada	$Ca(OH)_2$	Hidróxido de calcio
Agua	H_2O	Agua
Galena	PbS	Sulfuro de plomo (II)
Alúmina	Al_2O_3	Óxido de aluminio
Polvos de hornear	$NaHCO_3$	Carbonato de sodio e hidrógeno
Azúcar de caña o de remolacha	$C_{12}H_{22}O_{11}$	Sacarosa
Bórax	$Na_2B_4O_7{\cdot}10H_2O$	Tetraborato de sodio decahidratado
Flor de azufre	S	Azufre
Calcita, mármol, caliza	$CaCO_3$	Carbonato de calcio
Crémor tártaro	$KHC_4H_4O_6$	Tartrato de potasio e hidrógeno
Sal de Epsom	$MgSO_4{\cdot}7H_2O$	Sulfato de magnesio heptahidratado
Yeso	$CaSO_4{\cdot}2H_2O$	Sulfato de calcio dihidratado
Alcohol de caña o de grano	C_2H_5OH	Etanol, alcohol etílico
Hipo	$Na_2S_2O_3$	Tiosulfato de sodio
Gas hilarante	N_20	Monóxido de dinitrógeno
Lejía, sosa cáustica	NaOH	Hidróxido de sodio
Leche de magnesia	$Mg(OH)_2$	Hidróxido de magnesio
Ácido muriático	HCl	Ácido clorhídrico

Yeso	$CaSO_4 \cdot ^1/_2H_2O$	Sulfato de calcio hemihidratado
Potasa	K_2CO_3	Carbonato de potasio
Pirita (oro de los tontos)	FeS_2	Disulfuro de hierro
Plata líquida	Hg	Mercurio
Nitro de Chile	$NaNO_3$	Nitrato de sodio
Sal de mesa	NaCl	Cloruro de sodio
Vinagre	$HC_2H_3O_2$	Ácido acético
Sosa para lavar	$Na_2C_3 \cdot 10H_2O$	Carbonato de sodio decahidratado
Alcohol de madera	CH_3OH	Metanol, alcohol metílico

Los químicos preferimos usar nombres sistemáticos, porque identifican con precisión la composición química de las sustancias. El sistema de la nomenclatura inorgánica fue determinado por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC, International Union of Pure and Applied Chemistry), fundada en 1921. Este grupo se continúa reuniendo y repasa y actualiza constantemente el sistema.

6.2 Elementos y iones

En el capítulo 3 aprendiste los nombres y los símbolos de los elementos y también su ubicación general en la tabla periódica. En el capítulo 5 describimos la composición del átomo y aprendimos que todos los átomos están formados por protones, electrones y neutrones y que cualquier elemento dado está definido por la cantidad de protones que contienen sus átomos, y que los átomos no tienen carga, porque contienen la misma cantidad de protones que de electrones.

La fórmula de la mayoría de los elementos es simplemente su símbolo. En las reacciones químicas o en las mezclas, el elemento se comporta como si fuera un conjunto de partículas individuales. Hay unos cuantos elementos cuyas fórmulas no se indican con átomos invididuales, a temperaturas normales. Siete de los elementos son moléculas *diatómicas,* esto es, moléculas formadas por dos átomos enlazados entre sí. Esos elementos diatómicos son el hidrógeno, H_2; el oxígeno, O_2; el nitrógeno, N_2; el flúor, F_2; el cloro, Cl_2; el bromo, Br_2 y el yodo, I_2. Hay otros dos elementos cuya composición es poliatómica: el azufre, S_8 y el fósforo, P_4.

Elementos que se presentan en forma de moléculas

Hidrógeno	H_2	Cloro	Cl_2	Azufre	S_8
Oxígeno	O_2	Flúor	F_2	Fósforo	P_4
Nitrógeno	N_2	Bromo	Br_2		
		Yodo	I_2		

Un átomo con carga, al que se le da el nombre de *ion,* se puede producir agregando o quitando uno o más electrones a un átomo neutro. Por ejemplo, los átomos de potasio contienen 19 protones y 19 electrones. Para obtener un ion de potasio podemos quitar un electrón, dejando 19 protones y sólo 18 electrones. Esto da al ion una carga positiva uno (+1) (ve el diagrama).

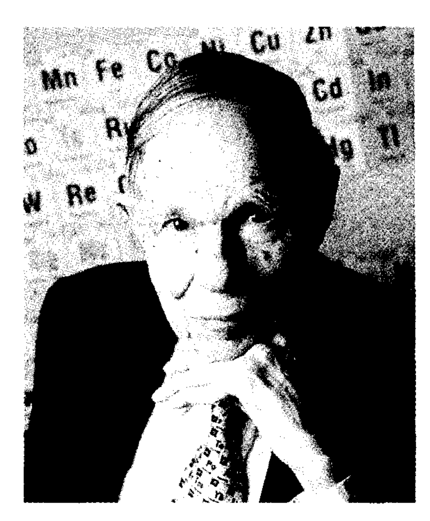
QUÍMICA EN ACCIÓN

¿Qué hay en un nombre?

A veces se requiere tiempo en extremo muy prolongado para darle nombre a una sustancia nueva . Ese fue el caso del elemento 106. Lo descubrió un equipo de científicos, en 1974, en los Laboratorios Lawrence Berkeley, en California, y al mismo tiempo otro equipo ruso en el Instituto de Investigaciones Nucleares Conjuntas en Dubna. Muchas veces, los nombres de los elementos nuevos los ponen sus descubridores, pero en este caso ninguno de los equipos pudo reproducir su descubrimiento, porque el elemento 106 es una sustancia que desaparece en pocos segundos. Sólo hasta 1993, después de casi 20 años, el grupo de Berkeley logró producir una vez más el elemento 106, y así pudo Berkeley reivindicar su descubrimiento, con su derecho de bautizarlo.

El equipo de ocho científicos consideró darle nombre en honor de Sir Isaac Newton, o Luis Álvarez (científico de Berkeley que desempeñó un papel destacado en el desarrollo de la teoría de que los dinosaurios murieron por el impacto de un cometa). Por fin, se reunieron siete de los miembros del equipo y sugirieron el nombre de seaborgio, en honor del octavo miembro, el Dr. Glenn T. Seaborg. Es la primera vez que se ha dado nombre a un elemento en honor a una persona en vida.

Seaborg, ahora con más de 80 años, fue rector de la Universidad de California en Berkeley, y anteriormente director de la Comisión de Energía Atómica (que hoy se llama Departamento de Energía) en Estados Unidos. Es reconocido como el principal impulsor del descubrimiento del plutonio, elemento radiactivo mejor conocido como el elemento clave de las bombas atómicas. Desde entonces, trabajando en equipo, descubrió nueve de los elementos transuránicos (los que están detrás del uranio en la tabla periódica). Esos elementos se crean disparando haces de partículas y núcleos hacia elementos pesados en un acelerador nuclear. Los elementos que se acreditan a su equipo, desde los años 40 hasta los 60, comprenden al neptunio (por Neptuno), el americio (América), el fermio (Enrico Fermi, famoso sabio), el mendelevio (Dimitri Mendeleev, creador de la tabla periódica), el nobelio (Alfred Nobel, inventor de la dinamita y patrocinador del Premio Nobel), el berkelio (Berkeley, California, Estados Unidos, donde estaba el laboratorio del grupo), el californio (California), el curio (Marie Curie, descubridora de varios elementos), y el einsteinio (Albert Einstein). Seaborg recibió el Premio Nobel, en 1951, por su papel en los descubrimientos de esos elementos.



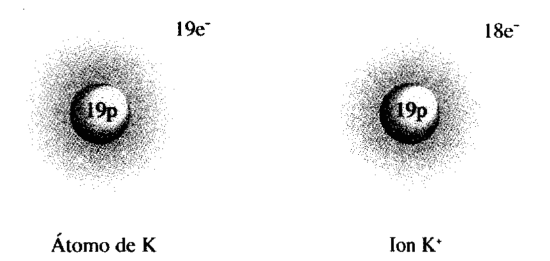
Glenn T. Seaborg, descubridor del elemento 106.

Desde el último descubrimiento en Berkeley (el elemento 106) en 1974, la creación de elementos nuevos ha sido dirigida por un equipo alemán que descubrió los elementos 107, 108 y 109. Sugirieron los nombres nielsbohrio (Niels Bohr, físico danés), hessio (Hesse, estado alemán) y meitnerio (Lise Meitner, precursora alemana de la fisión).

Todavía la IUPAC debe aprobar estos nombres antes de oficializarlos y darlos al uso común ubicándolos en la tabla periódica. El grupo de IUPAC se reunió en agosto de 1994, y asignó otros nombres a varios de los elementos de número atómico mayor que 100. Los nombres de los elementos 101, 102 y 103 quedaron igual que antes, pero se cambió el nombre del 106, porque todavía vive Glenn T. Seaborg. También se propusieron los nombres para los elementos 99 y 100, sin aprobarlos, porque las personas todavía vivían. Los nombres propuestos por IUPAC para los elementos 104 y 105 cambiarían los que se han venido usando durante más de 20 años. Las últimas decisiones de la IUPAC han reanimado la controversia sobre el bautizo de los elementos. Si te fijas en la tabla periódica verás que cada elemento del 104 al 109 sólo tienen el nombre de su número en latín. Es una recomendación provisional hasta que se pueda llegar a un consenso acerca de esos nombres. Parece que los elementos más recientes tendrán que esperar un poco más para ser "bautizados".

Algunos nombres propuestos para elementos recientemente descubiertos

Número	Americano	Alemán	Ruso	IUPAC
101				mendelevio
102			joliotio	nobelio
103				lawrencio
104	rutherfordio			dubnio
105	hahnio		nielsbohrio	joliotio
106	seaborgio			rutherfordio
107		nielsbohrio		bohrio
108		hassio		hahnio
109		meitnerio		meitnerio



Átomo de K   Ion K^+

Podemos escribir lo anterior en forma de ecuación como $K \rightarrow K^+ + e^-$. Un ion positivo se llama *catión*. Todo átomo neutro que *pierde* un electrón forma un catión. En ocasiones un átomo puede perder un electrón, como en el ejemplo del potasio. Hay otros átomos que pueden perder más de un electrón, como vemos a continuación:

$$Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^-$$

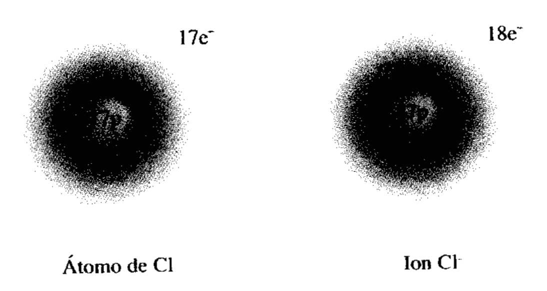
o bien

$$Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^-$$

A los cationes se les da el mismo nombre que sus átomos precursores:

Átomo		Ion	
K	potasio	K^+	ion potasio
Mg	magnesio	Mg^{2+}	ion magnesio
Al	aluminio	Al^{3+}	ion aluminio

También se pueden formar iones agregando electrones a un átomo neutro. Por ejemplo, el átomo de cloro contiene 17 protones y 17 electrones. Las cantidades iguales de cargas positivas y negativas dan como resultado que la carga del átomo sea cero. Si agregamos un electrón al átomo de cloro, ahora contiene, entonces, 17 protones y 18 electrones, y el resultado es una carga neta de uno negativo (-1) en el ion.



Átomo de Cl   Ion Cl^-

En resumen, el proceso como reacción química, $Cl + e^- \rightarrow Cl^-$. A los iones negativos se les llama *aniones*. Todo átomo neutro que *gana* un electrón forma un *anión*. Los átomos pueden ganar más de un electrón, formando aniones con distintas cargas, como vemos a continuación:

$O + 2e^- \rightarrow O^{2-}$
$N + 3e^- \rightarrow N^{3-}$

Los nombres de los aniones se forman de manera diferente a la de los cationes. Para nombrar un anión que sólo está formado por un elemento, se usa la raíz del nombre del elemento y se cambia la terminación a *uro*. Por ejemplo, el ion Cl^- se nombra como sigue: se usa *clor*, de cloro, y se agrega *uro*, para obtener ion cloruro. La excepción es el ion O^{2-}, cuyo nombre es ion óxido. Veamos a continuación algunos ejemplos.

Símbolo	Nombre del átomo	Ion	Nombre del ion
F	flúor	F^-	ion fluoruro
Br	bromo	Br^-	ion bromuro
Cl	cloro	Cl^-	ion cloruro
I	yodo	I^-	ion yoduro
O	oxígeno	O^{2-}	ion óxido
N	nitrógeno	N^{3-}	ion nitruro

Los iones siempre se forman agregando o quitando electrones a los átomos. Los átomos no forman iones por sí mismos. Casi siempre, los iones se forman cuando se combinan metales con no metales.

La carga de un ion se puede predecir, muchas veces, por la posición del elemento en la tabla periódica. En la figura 6.2, vemos las cargas de algunos iones de varios grupos de la tabla periódica. Observa que todos los metales de la primera columna de la izquierda (Grupo IA) tienen carga (1+), los de la siguiente columna (Grupo IIA) son (2+), y los metales de la siguiente columna larga (Grupo IIIA) forman iones (3+). Los elementos de la parte central inferior de la tabla se llaman *metales de transición*. Esos elementos tienden a formar cationes con diversas cargas positivas y existe una forma fácil de predecir las cargas de dichos cationes. Todos los metales pierden electrones y forman iones positivos.

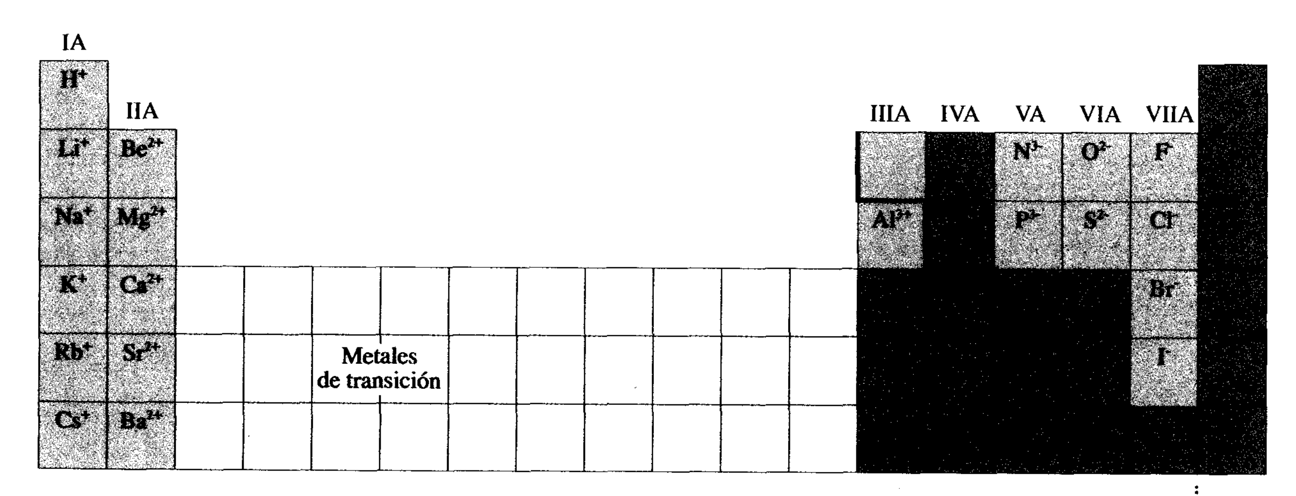


Figura 6.2
Cargas de algunos iones de la tabla periódica.

En contraste, los no metales forman aniones ganando electrones. En el lado derecho de la tabla periódica, figura 6.2, podemos ver que los átomos en el grupo VIIA forman iones (1-). Los no metales del grupo VIA forman iones (2-). Es importante que aprendas las cargas de los iones mostrados en la figura 6.2, y su relación con el número del grupo que está en la parte superior de la columna. Posteriormente, aprenderemos más cosas acerca de por qué esos iones portan sus cargas características.

6.3 Escritura de fórmulas a partir de los nombres de compuestos

En los capítulos 3 y 5, aprendimos que los compuestos pueden estar formados por iones. Esas sustancias se llaman *compuestos iónicos* y conducen la electricidad al disolverse en agua. Un buen ejemplo de un compuesto iónico es la sal de mesa. Está formada por cristales de cloruro de sodio. Cuando el cloruro de sodio se disuelve en agua, conduce muy bien la electricidad, como podemos ver en la figura 6.3.

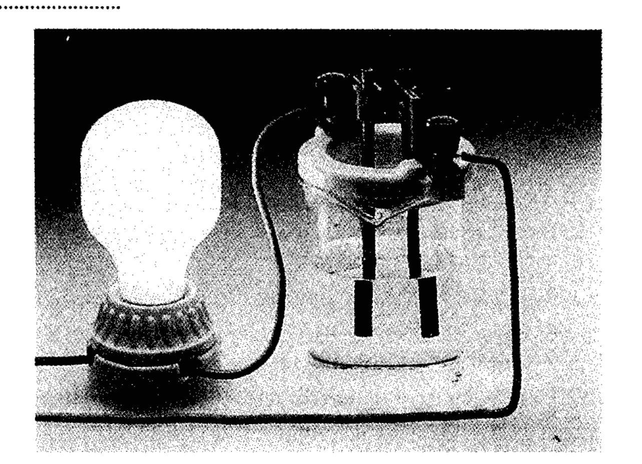


Figura 6.3
La sal, NaCl, es un electrolito fuerte. Se puede ver que el foco brilla al paso de la electricidad, que también pasa por el vaso con agua salada.

La carga neta de un compuesto químico debe ser cero. Si contiene iones, las cargas de éstos deben totalizar cero en la fórmula del compuesto. Lo anterior se puede ver fácilmente en el caso del cloruro de sodio. La carga del ion sodio (1^+) y del ion cloruro (1^-) suman cero, dando como resultado la fórmula NaCl. Ahora veremos el caso de un compuesto iónico que contiene iones calcio (Ca^{2+}) y fluoruro (F^-). ¿Cómo escribir una fórmula cuya carga neta sea cero? Para ello, necesitamos un ion Ca^{2+} y dos iones F^-. La fórmula correcta es CaF_2. El subíndice 2 nos indica que se necesitan dos iones fluoruro por cada ion calcio. El óxido de aluminio es más complicado, porque está formado por iones $Al^{3}+$ y O^{2-}. Ya que 6 es el mínimo común múltiplo de 3 y 2, tenemos 2(3+) + 3(2-) = 0, que determina una fórmula con 2 iones Al^{3+} y 3 iones O^{2-}, en total Al_2O_3. En la tabla siguiente, vemos más ejemplos de escritura de fórmulas de compuestos iónicos.

Nombre del compuesto	Iones	Mínimo común múltiplo	Suma de las cargas de los iones	Fórmula
Bromuro de sodio	Na^+, Br^-	1	(+1) + (-1) = 0	NaBr
Sulfuro de potasio	K^+, S^{2-}	2	2(+1) + (-2) = 0	K_2S
Sulfato de zinc	Zn^{2+}, SO_4^{2-}	2	(+2) + (-2) = 0	$ZnSO_4$
Fosfato de amonio	NH_4^+, PO_4^{3-}	3	3(+1) + (-3) = 0	$(NH_4)_3PO_4$
Cromato de aluminio	Al^{3+}, CrO_4^{2-}	6	2(+3) + 3(-2) = 0	$Al_2(CrO_4)_3$

Ejemplo 6.1

Escribe las fórmulas de a) cloruro de calcio, b) óxido de magnesio y c) fosfuro de bario.

Solución

a) Para el cloruro de calcio seguiremos los pasos siguientes:

Paso 1 Por el nombre, sabemos que el cloruro de calcio está formado por iones calcio y cloruro. Primero escribiremos las fórmulas de esos iones:

Ca^{2+} Cl^-

Paso 2 Para escribir la fórmula del compuesto, combinamos las cantidades mínimas de iones Ca^{2+} y Cl^- de tal forma que obtengas una suma de cargas igual a cero. En este caso, el mínimo común múltiplo de las cargas es 2:

$(Ca^{2+}) + 2(Cl^-) = 0$

$(2+) + 2(1-) = 0$

Por consiguiente, la fórmula es $CaCl_2$.

b) Usaremos el mismo procedimiento para el óxido de magnesio.

Paso 1 Por el nombre, sabemos que el óxido de magnesio está formado por iones magnesio y óxido. Primero escribiremos las fórmulas de esos iones:

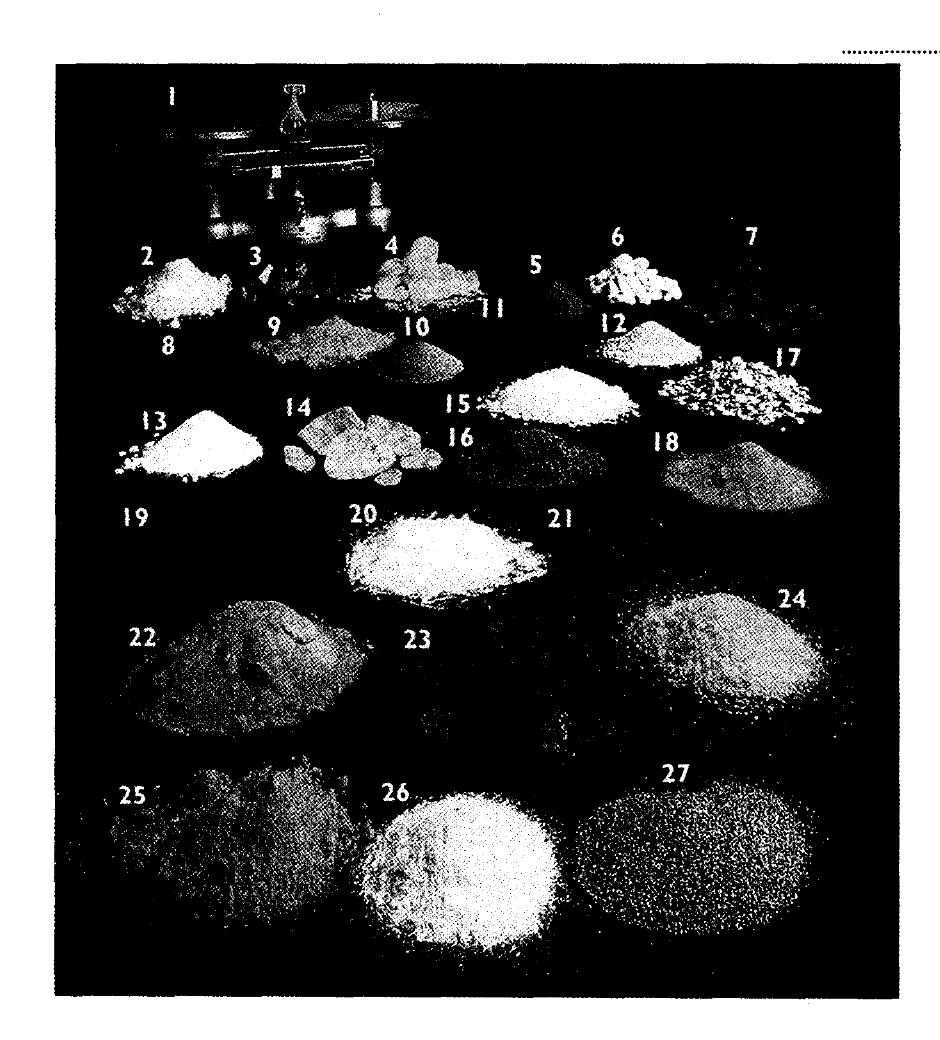
Mg^{2+} O^{2-}

Paso 2 Para escribir la fórmula del compuesto, combinamos las cantidades mínimas de iones Mg^{2+} y O^{2-} con las que obtengamos una suma de cargas igual a cero:

$(Mg^{2+}) + (O^{2-}) = 0$

$(2+) + (-2) = 0$

Los compuestos de los elementos de transición son, en forma característica, muy coloridos y se usan como pigmentos que están en pinturas. Los compuestos de los elementos a la izquierda en la tabla periódica reflejan todas las longitudes de onda de luz, lo que les da un color blanco. Los compuestos de carbono tienen colores muy diversos.



1. Cloruro de cobalto(II), $CoCl_2$
2. Cloruro de sodio, NaCl
3. Sulfuro de plomo(II), PbS
4. Azufre, S
5. Zinc, Zn
6. Trozos de mármol, $CaCO_3$
7. Astillas de madera
8. Carbón activado, C
9. Yoduro de mercurio(II), HgI_2
10. Pirita, FeS
11. Óxido de cromo(III), Cr_2O_3
12. Sulfato de hierro(II), $FeSO_4$
13. Sulfito de sodio, Na_2SO_3
14. Brea
15. Tiosulfato de sodio, $Na_2S_2O_3$
16. Hierro, Fe
17. Aluminio, Al
18. Hexacianoferrato de potsio, $K_3Fe(CN)_6$
19. Sulfato de potasio y cromo(III), $KCr(SO_4)_2$
20. Mentol, $C_{10}H_{19}OH$
21. Permanganato de potasio, KMnO4
22. Sulfato de amonio y níquel(II), $(NH_4)_2Ni(SO_4)_2$
23. Sulfato de cobre(II) pentahidratado, $CuSO_4{\cdot}5H_2O$
24. Cromato de sodio, Na_2CrO_4
25. Tetróxido de triplomo, Pb_3O_4
26. Hidroquinona, $C_6H_4(OH)_2$
27. Cobre, Cu

Ejemplo 6.1

Por consiguiente, la fórmula es MgO.

c) Usaremos el mismo procedimiento para el fosfuro de bario.

Paso 1 Por el nombre, sabemos que el fosfuro de bario está formado por iones bario y fosfuro. Primero escribiremos las fórmulas de dichos iones:

Ba^{2+} P^{3-}

Paso 2 Para escribir la fórmula del compuesto, combinamos las cantidades mínimas de iones Ba^{2+} y P^{3-} con la que obtengamos una suma de cargas igual a cero. En este caso, el mínimo común múltiplo de las cargas es 6:

$3(Ba^{2+}) + 2(P^{3-}) = 0$

$3(2+) + 2(3-) = 0$

Por consiguiente, la fórmula es Ba_3P_2.

Práctica 6.1

Escribe las fórmulas de compuestos que contengan los iones siguientes:

a) K^+ y F^-
b) Ca^{2+} y Br^-
c) Mg^{2+} y N^{3-}
d) Na^+ y S^{2-}
e) Ba^{2+} y O^{2-}

6.4 Compuestos binarios

Los compuestos binarios están formados sólo por dos elementos distintos. Hay muchos compuestos binarios que se forman cuando un metal se combina con un no metal, para producir un *compuesto iónico binario.* El metal pierde uno o más electrones y se transforma en catión, mientras que el no metal gana uno o más electrones y se transforma en anión.

A. Compuestos iónicos binarios que contienen un metal y que sólo forman un tipo de catión

El nombre químico se forma con el nombre del metal seguido del nombre no metal, este último ha sido modificado para tener su raíz y el sufijo uro, seguido del nombre del metal. Recordemos que la excepción a esta regla es *óxido*, derivado del oxígeno.

Por ejemplo, el cloruro de sodio, NaCl, está formado por un átomo de sodio y uno de cloro. Primero se escribe el nombre del no metal, y se modifica; se usa la raíz *clor* y la terminación *uro*, para formar *cloruro.* La segunda parte del nombre es el nombre del metal, o sea sodio. El nombre del compuesto es *cloruro de sodio.* Entre la primera y la segunda parte se agrega la preposición *de.*

Para nombrar estos compuestos:
1. Escribe la raíz del anión, con la terminación *uro.*
2. Escribe el nombre del catión.

	NaCl
Elementos:	Cloro (el no metal) nombre modificado *clor* + *uro*
	Sodio (el metal)
Nombre del compuesto:	Cloruro de sodio

En la tabla 6.2, damos las raíces de los elementos formadores de los iones negativos más comunes. La tabla 6.3 muestra algunos compuestos cuyos nombres comienzan con *uro*.

TABLA 6.2 Ejemplos de elementos que forman aniones

Símbolo	Elemento	Raíz	Nombre del anión
Br	Bromo	Brom	Bromuro
Cl	Cloro	Clor	Cloruro
F	Flúor	Flúor	Fluoruro
H	Hidrógeno	Hidr	Hidruro
I	Yodo	Yod	Yoduro
N	Nitrógeno	Nitr	Nitruro
O	Oxígeno	Óx	Óxido
P	Fósforo	Fosf	Fosfuro
S	Azufre	Sulf	Sulfuro

TABLA 6.3 Ejemplos de compuestos cuyos nombres tienen uro u óxido

Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
$AlCl_3$	Cloruro de aluminio	BaS	Sulfuro de bario
Al_2O_3	Óxido de aluminio	LiI	Yoduro de litio
CaC_2	Carburo de calcio	$MgBr_2$	Bromuro de magnesio
HCl	Cloruro de hidrógeno	NaH	Hidruro de sodio
HI	Yoduro de hidrógeno	Na_2O	Óxido de sodio

Los compuestos pueden tener más de un átomo del mismo elemento, pero mientras sólo contengan dos elementos distintos y sólo exista un compuesto de esos dos elementos, su nombre seguirá la regla para compuestos binarios:

Ejemplos:

$CaBr_2$	Mg_3N_2	Li_2O
Bromuro de calcio	Nitruro de magnesio	Óxido de litio

Ejemplo 6.6
Solución

Deduce el nombre del compuesto CaS

Paso 1 De la fórmula podemos ver que se trata de un compuesto de dos elementos que sigue las reglas de los compuestos binarios.

Paso 2 El compuesto está formado por Ca, un metal, y S, un no metal. Los elementos de la columna IIA forman sólo un tipo de catión. Por lo tanto, el nombre de la parte positiva del compuesto es *calcio*.

Paso 3 Se modifica el nombre del segundo elemento. La raíz de identificación es *sulf* y se agrega la terminación binaria *uro*, para obtener la parte negativa *sulfuro*.

Paso 4 Por consiguiente, el nombre del compuesto es *sulfuro de calcio*.

Práctica 6.2

Escribe las fórmulas de los compuestos siguientes:
a) cloruro de estroncio, b) yoduro de potasio, c) nitruro de aluminio, d) sulfuro de calcio, e) óxido de sodio.

B. Compuestos iónicos binarios que contienen un metal que puede formar dos o más cationes

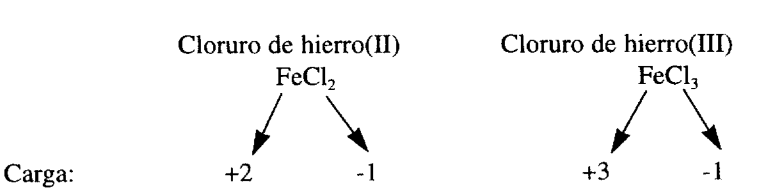
Los metales, en el centro de la tabla periódica, incluyendo los metales de transición, con frecuencia forman más de un catión. Por ejemplo, el hierro puede formar iones Fe^{2+} y Fe^{3+}, y el cobre puede formar los iones Cu^{+} y Cu^{2+}. Esto puede dar lugar a confusión al dar nombre a los compuestos. Por ejemplo, el cloruro de cobre podría ser $CuCl_2$ o CuCl. Para resolver esta dificultad, la IUPAC optó por nombrar a esos compuestos de acuerdo con lo que se llama **sistema de Stock.** Este sistema es, en la actualidad, el oficial para dar nombre a la clase de compuestos que nos ocupa, aunque a veces se usa otro sistema más antiguo. En el sistema Stock, cuando un compuesto contiene un metal que puede formar más de un catión, la carga del catión metálico se indica con un número romano entre paréntesis, inmediatamente detrás del nombre del metal. El elemento negativo se maneja del mismo modo que los otros compuestos binarios.

sistema de Stock

Para nombrar estos compuestos:
1. Escribe la raíz del anión, con la terminación uro.
2. Escribe el nombre del catión.
3. Escribe la carga del catión en números romanos, entre paréntesis.

Carga del catión		+1	+2	+3
Número romano		(I)	(II)	(III)
Ejemplos:	$FeCl_2$	Cloruro de hierro(II)		Fe^{2+}
	$FeCl_3$	Cloruro de hierro(III)		Fe^{3+}
	CuCl	Cloruro de cobre(I)		Cu^{+}
	$CuCl_2$	Cloruro de cobre(II)		Cu^{2+}

El hecho de que el $FeCl_2$ tenga dos iones cloruro, cada uno con carga -1, establece que la carga del Fe es +2. Para distinguir entre los dos cloruros de hierro, el nombre del $FeCl_2$ es cloruro de hierro(II) y el del $FeCl_3$ es cloruro de hierro(III).



Cuando un metal forma sólo un catión posible, no necesitamos hacer la diferencia entre cationes, por consiguiente no es necesario usar los números romanos. Por lo tanto, decimos que el $CaCl_2$ es cloruro de calcio(II), porque se sobreentiende que la carga del calcio siempre es +2.

En la nomenclatura clásica, cuando el ion metálico sólo forma dos cationes, su nombre, en general el nombre latino, se modifica con los sufijos *oso* e *ico* para diferenciarlos. Al catión con menor carga se le asigna la terminación *oso*, y al de la carga mayor, *ico*:

Ejemplos:	$FeCl_2$	Cloruro ferroso	Fe^{2+} (catión con menor carga)
	$FeCl_3$	Cloruro férrico	Fe^{3+} (catión con mayor carga)
	CuCl	Cloruro cuproso	Cu^{+} (catión con menor carga)
	$CuCl_2$	Cloruro cúprico	Cu^{2+} (catión con mayor carga)

En la tabla 6.4 se muestran algunos metales comunes que forman más de un catión.

TABLA 6.4 **Nombres y cargas de algunos iones metálicos comunes que tienen más de un catión**

Fórmula	Nombre en el sistema Stock	Nombre clásico
Cu^{1+}	Cobre(I)	Cuproso
Cu^{2+}	Cobre(II)	Cúprico
Hg^{1+} $(Hg_2)^{2+}$	Mercurio(I)	Mercuroso
Hg^{2+}	Mercurio(II)	Mercúrico
Fe^{2+}	Hierro(II)	Ferroso
Fe^{3+}	Hierro(III)	Férrico
Sn^{2+}	Estaño(II)	Estannoso
Sn^{4+}	Estaño(IV)	Estánnico
Pb^{2+}	Plomo(II)	Plumboso
Pb^{4+}	Plomo(IV)	Plúmbico
As^{3+}	Arsénico((III)	Arsenioso
As^{5+}	Arsénico(V)	Arsénico
Ti^{3+}	Titanio(III)	Titanoso
Ti^{4+}	Titanio(IV)	Titánico

Observa que el sistema de nomenclatura *oso-ico* no expresa la carga del catión de un elemento, sino tan solo indica que existen, cuando menos, dos tipos de cationes. El sistema Stock evita cualquier ambigüedad posible al enunciar claramente la carga del catión.

En este libro, sólo usaremos el sistema Stock

Ejemplo 6.7
Solución

Da nombre del compuesto FeS.

Paso 1 Este compuesto sigue las reglas de los compuestos binarios y, como el CaS, debe ser un *sulfuro*.

Paso 2 Se trata de un compuesto de Fe, que es un metal, y de S, que es no metal. El hierro es un metal de transición que forma más de un catión. En los sulfuros, la carga del S es -2. Por consiguiente, la carga del Fe debe ser +2, y el nombre de la parte positiva del compuesto es *hierro(II)*.

Paso 3 Acabamos de determinar que el nombre de la parte negativa del compuesto es *sulfuro*.

Paso 4: el nombre del FeS es *sulfuro de hierro(II)*.

Práctica 6.3

Escribe el nombre de cada uno de los siguientes compuestos, de acuerdo con el sistema Stock:

a) PbI_2, b) SnF_4, c) Fe_2O_3, d) CuO

C. Compuestos binarios que contienen dos no metales

En un compuesto que se forma con dos no metales, el segundo elemento de la siguiente serie que aparezca se nombra primero.

Si, B, P, H, C, S, I, Br, N, Cl, O, F

El nombre del primer elemento retiene la terminación *uro*, como si fuera un anión. Al nom-

bre de cada elemento se agrega un prefijo griego o latino (*mono, di, tri*, etcétera) para indicar la cantidad de átomos del elemento en la molécula. Nunca se usa el prefijo *mono* para nombrar al segundo elemento. Entre los nombres del primer y segundo elementos se agrega la preposición de. Los prefijos y sus equivalencias numéricas son los siguientes:

mono = 1	*tetra* = 4	*hepta* = 7	*nona* = 9
di = 2	*penta* = 5	*octa* = 8	*deca* = 10
tri = 3	*hexa* = 6		

A continuación, veamos algunos ejemplos de compuestos nombrados con este sistema:

N_2O_3

Trióxido de Dinitrógeno

Tri: Indica que hay tres átomos de oxígeno

Di: Indica que hay dos átomos de nitrógeno

Para nombrar estos compuestos:
1. Escribe la raíz del segundo elemento, con la terminación *uro*. Usa un prefijo para indicar la cantidad de átomos del segundo elemento.
2. Escribe el nombre del primer elemento, con un prefijo si hay más de un átomo de ese elemento.

CO	Monóxido de carbono	N_2O	Monóxido de dinitrógeno
CO_2	Dióxido de carbono	N_2O_4	Tetróxido de dinitrógeno
PCl_3	Tricloruro de fósforo	NO	Monóxido de nitrógeno
SO_2	Dióxido de azufre	N_2O_3	Trióxido de dinitrógeno
P_2O_5	Pentóxido de difósforo	S_2Cl_2	Dicloruro de diazufre
CCl_4	Tetracloruro de carbono	S_2F_{10}	Decafluoruro de diazufre.

El ejemplo anterior demuestra que, a veces, quitamos la *o* (mono) o la *a* (penta) del prefijo, cuando el segundo elemento es el oxígeno. Con ello evitamos formar un nombre cuya pronunciación sería horrible. Por ejemplo, el CO es monóxido de carbono y no monoóxido de carbono.

Ejemplo 6.8
Solución

Establece el nombre del compuesto PCl_5.

Paso 1 El fósforo y el cloro son no metales, por consiguiente se aplican las reglas de nomenclatura de los compuestos binarios de dos no metales. Como el cloro aparece después que el fósforo en la serie de elementos se nombra primero, por lo tanto el compuesto es un cloruro.

Paso 2 Con el cloro se usa el prefijo penta para indicar los cinco átomos de cloro (porque el PCl_3 también es un compuesto conocido).

Paso 3 El nombre del PCl_5 es *pentacloruro de fósforo*.

Práctica 6.4

Cita el nombre de los siguientes compuestos:
a) Cl_2O, b) SO_2, c) CBr_4, d) N_2O_5, e) NH_3

D. Ácidos derivados de compuestos binarios

Hay ciertos compuestos binarios de hidrógeno que, cuando se disuelven en agua, forman soluciones de propiedades *ácidas*. Por tener esa propiedad, a esos compuestos se les asigna el nombre de un ácido, además de sus nombres normales con *uro*. Por ejemplo, el HCl es un gas, que se llama *cloruro de hidrógeno*, pero su solución acuosa se llama *ácido clorhídrico*. Los ácidos binarios están formados por hidrógeno y otro elemento no metálico. Sin embargo,

no todos los compuestos binarios del hidrógeno son ácidos. Para expresar la fórmula de un ácido binario se acostumbra escribir primero el símbolo del hidrógeno, seguido por el símbolo del segundo elemento (por ejemplo, HCl, HBr o H_2S). Al ver fórmulas como CH_4 o NH_3 se sobreentiende que esos compuestos no se consideran, normalmente, como ácidos.

Para nombrar un ácido binario, primero se pone la palabra ácido, después se cita la raíz del nombre del no metal y por último se agrega la terminación *hídrico*.

Para dar nombre a estos compuestos:
1. Escribe *ácido*.
2. Escribe la raíz del segundo elemento, y la terminación *hídrico*.

Ejemplos: HCl — *Ácido clor-hídrico* (ácido clorhídrico); H_2S — *Ácido sulf-hídrico* (ácido sulfhídrico)

Los ácidos son sustancias que contienen hidrógeno, que pueden liberar iones hidrógeno al disolverlas en agua. Con frecuencia se usa la misma fórmula para los compuestos binarios de hidrógeno, como HCl, independientemente de si se disuelven o no en agua. En la tabla 6.5, vemos varios ejemplos de ácidos binarios.

TABLA 6.5 Nombres y fórmulas de algunos ácidos binarios

Fórmula	Nombre del ácido	Fórmula	Nombre del ácido
HF	Ácido fluorhídrico	HI	Ácido yodhídrico
HCl	Ácido clorhídrico	H_2S	Ácido sulfhídrico
HBr	Ácido bromhídrico	H_2Se	Ácido selenhídrico

En la figura 6.4, vemos un resumen del método de nomenclatura de compuestos binarios.

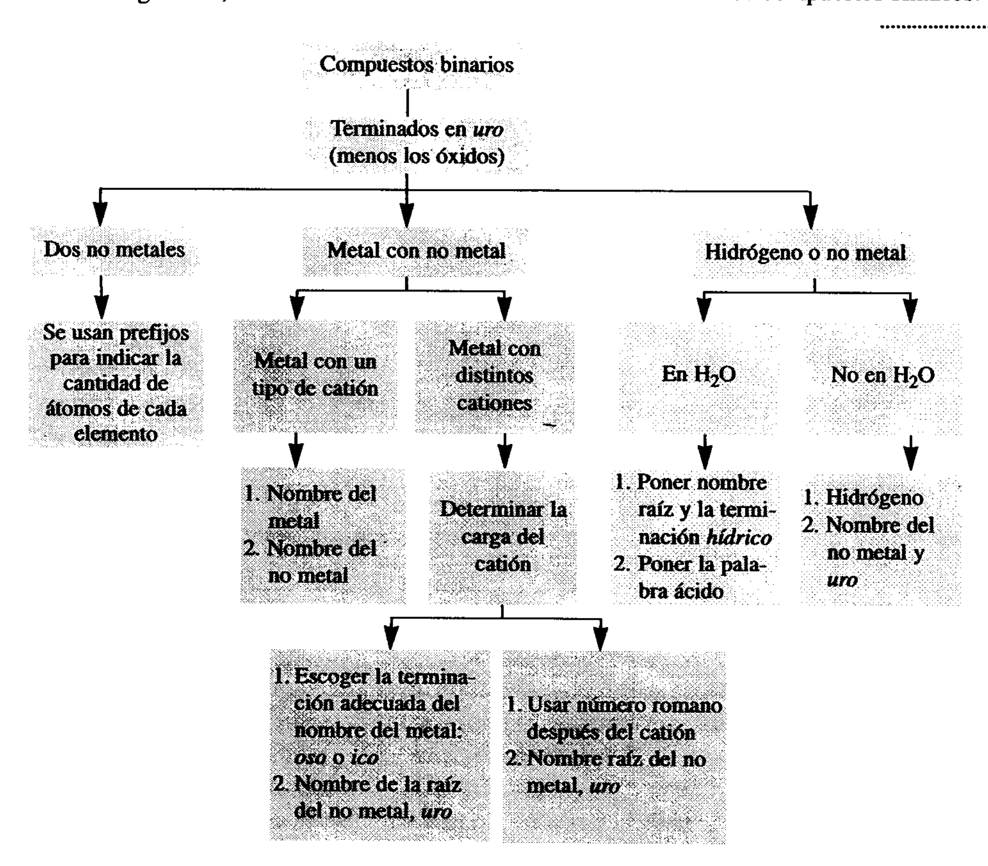


Figura 6.4
Diagrama de flujo para nombrar compuestos binarios.

Práctica 6.5

¿Cuál es el nombre de cada uno de los siguientes compuestos binarios?
a) KBr, b) Ca_3N_2, c) SO_3, d) SnF_2, e) $CuCl_2$, f) N_2O_4

6.5 Nomenclatura de los compuestos con iones poliatómicos

ion poliatómico

Un **ion poliatómico** es aquel que contiene dos o más elementos. Los compuestos que contienen iones poliatómicos están formados por tres o más elementos, y por lo general consisten en uno o más cationes combinados con un ion poliatómico negativo. Casi siempre, la nomenclatura de compuestos con iones poliatómicos se asemeja a la de los compuestos binarios. Primero se nombra al anión poliatómico negativo y después al catión.

Para dar nombre a estos compuestos:
1. Escribe el nombre del anión.
2. Escribe el nombre del catión.

Debes aprender a reconocer los iones poliatómicos comunes (tabla 6.6) y saber sus cargas. Por ejemplo, tenemos la fórmula $KMnO_4$. Debes aprender a reconocer que está formada por dos partes, K | MnO_4. Esas partes son un ion K^+ y uno MnO_4^-. El nombre correcto de este compuesto es permanganato de potasio. Hay muchos iones poliatómicos que contienen oxígeno, y se llaman *oxianiones*; generalmente tienen el sufijo *ato* o *ito*. Desafortunadamente, ese sufijo no indica la cantidad de átomos de oxígeno presentes. La forma *ato* contiene más átomos de oxígeno que la forma *ito*. Por ejemplo, tenemos los iones sulfato (SO_4^{2-}) y sulfito (SO_3^{2-}), y nitrato (NO_3^-) y nitrito (NO_2^-).

TABLA 6.6 **Nombres, fórmulas y cargas de algunos iones poliatómicos comunes.**

Nombre	Fórmula	Carga	Nombre	Fórmula	Carga
Acetato	$C_2H_3O_2^-$	-1	Cianuro	CN^-	1
Amonio	NH_4^+	+1	Dicromato	$Cr_2O_7^{2-}$	-2
Arsenato	AsO_4^{3-}	-3	Hidróxido	OH^-	-1
Carbonato de hidrógeno	HCO_3^-	-1	Nitrato	NO_3^-	-1
Sulfato de hidrógeno	HSO_4^-	-1	Nitrito	NO_2^-	-1
Bromato	BrO_3^-	-1	Permanganato	MnO_4^-	-1
Carbonato	CO_3^{2-}	-2	Fosfato	PO_4^{3-}	-3
Clorato	ClO_3^-	-1	Sulfato	SO_4^{2-}	-2
Cromato	CrO_4^{2-}	-2	Sulfito	SO_3^{2-}	-2

Algunos elementos forman más de dos iones poliatómicos distintos que contienen oxígeno. Para nombrar estos iones se usan prefijos, además del sufijo. Para indicar que hay más oxígeno que en la forma *ato* se agrega el prefijo *per*, que es una forma acortada de *hiper*, que quiere decir más. El prefijo *hipo*, que quiere decir menos (oxígeno, en este caso) se usa con iones que contienen menos oxígeno que la forma *ito*. Por ejemplo, en la tabla 6.7 vemos los iones poliatómicos que contienen cloro y oxígeno. También se usan los prefijos con otros iones semejantes, como el yodato (IO_3^-), el bromato (BrO_3^-) y el fosfato (PO_4^{3-}).

TABLA 6.7 **Oxianiones y oxiácidos del cloro**

Fórmula del anión	Nombre del anión	Fórmula del ácido	Nombre del ácido
ClO^-	*Hipo*clor*ito*	$HClO$	Ácido *hipo*clor*oso*
ClO_2^-	Clor*ito*	$HClO_2$	Ácido clor*oso*
ClO_3^-	Clor*ato*	$HClO_3$	Ácido clór*ico*
ClO_4^-	*Per*clor*ato*	$HClO_4$	Ácido *per*clór*ico*

Sólo en dos de los iones poliatómicos con carga negativa más comunes no se usa el sistema *ato-ito*. Esas excepciones son el hidróxido (OH^-) y el cianuro (CN^-). Debemos tener cuidado con ellos, porque sus terminaciones se pueden confundir con facilidad con la palabra óxido y con la terminación uro que se usan en los compuestos binarios (Secc. 6.4).

También hay dos iones poliatómicos comunes con carga positiva, el ion amonio y el ion hidronio. El ion amonio, NH_4^+, se encuentra con frecuencia en los compuestos poliatómicos (Secc. 6.5), mientras que el ion hidronio, H_3O^+, se ve casi siempre en las soluciones acuosas de ácidos (Cap. 15).

Práctica 6.6

¿Cuál es el nombre de los siguientes compuestos?
a) $NaNO_3$, b) $Ca_3(PO_4)_2$, c) KOH, d) Li_2CO_3, e) $NaClO_3$

También se forman compuestos inorgánicos con más de tres elementos (ve la tabla 6.8). En estos casos, con frecuencia uno o más de los iones es poliatómico. Una vez que hayas aprendido a reconocer los iones poliatómicos, la nomenclatura de ellos se apega a las reglas que ya aprendimos. Primero se identifican los iones. Se da el nombre de los aniones y después se citan los cationes, en el orden que se aparecen. Estudia los ejemplos siguientes:

Compuesto	Iones	Nombre
$NaHCO_3$	Na^+; HCO_3^-	Carbonato de sodio e hidrógeno
$NaHS$	Na^+; HS^-	Sulfuro de sodio e hidrógeno
$MgNH_4PO_4$	Mg^{2+}; NH_4^+; PO_4^{3-}	Fosfato de magnesio y amonio
$NaKSO_4$	Na^+; K^+; SO_4^{2-}	Sulfato de sodio y potasio

TABLA 6.8 **Nombres de algunos compuestos que contienen más de un ion positivo**

Fórmula	Nombre del compuesto
$KHSO_4$	Sulfato de hidrógeno y potasio
$Ca(HSO_3)_2$	Sulfito de calcio e hidrógeno

NH_4HS	Sulfuro de amonio e hidrógeno
$MgNH_4PO_4$	Fosfato de magnesio y amonio
NaH_2PO_4	Fosfato de sodio y dihidrógeno
Na_2HPO_4	Fosfato de hidrógeno y disodio
KHC_2O_4	Oxalato de potasio e hidrógeno
$KAl(SO_4)_2$	Sulfato de aluminio y potasio
$Al(HCO_3)_3$	Carbonato de aluminio e hidrógeno

6.6 Los ácidos

Más adelante explicaremos muchas cosas más acerca de los ácidos (ve Cap. 16), aunque por lo pronto trataremos de reconocer y nombrar los ácidos comunes, tanto en el laboratorio como en la clase. El modo más sencillo de reconocer muchos ácidos es que, con mucha frecuencia, sus fórmulas comienzan con hidrógeno. La nomenclatura de los ácidos binarios se describió en la sección 6.4D. Los compuestos inorgánicos que contienen hidrógeno, oxígeno y un elemento, se llaman *oxiácidos*. En ellos, el elemento distinto del hidrógeno y el oxígeno es, con frecuencia, un no metal, aunque también puede ser un metal.

El primer paso para nombrar estos ácidos es determinar que el compuesto es, realmente, un oxiácido. Las pistas para identificarlo son que 1) el hidrógeno es el primer elemento de la fórmula del compuesto, y 2) la segunda parte es un ion poliatómico que contiene oxígeno.

El hidrógeno de un oxiácido no se indica específicamente en el nombre del ácido. La presencia del hidrógeno en el compuesto se indica usando la palabra ácido al nombrar la sustancia. Para determinar el tipo particular de ácido, se debe examinar el ion poliatómico después del hidrógeno. El nombre del ion poliatómico se modifica como sigue: 1) la terminación *ato* cambia a *ico*; 2) la terminación *ito* cambia a *oso* (ve la tabla 6.9). El compuesto con la terminación *ico* contiene más oxígeno que el que tiene la terminación *oso*. Veamos los siguientes ejemplos:

H_2SO_4	sulf*ato*	→	ácido sulfúr*ico* (contiene 4 oxígenos)
H_2SO_3	sulf*ito*	→	ácido sulfur*oso* (contiene 3 oxígenos)
HNO_3	nitr*ato*	→	ácido nítr*ico* (contiene 3 oxígenos)
HNO_2	nitr*ito*	→	ácido nitr*oso* (contiene 2 oxígenos)

TABLA 6.9 Comparación de los nombres del ácido y del anión para algunos oxiácidos

Ácido	Anión	Ácido	Anión
H_2SO_4 Ácido sulfúrico	SO_4^{2-} Ion sulfato	H_3PO_4 Ácido fosfórico	PO_4^{3-} Ion fosfato
H_2SO_3 Ácido sulfuroso	SO_3^{2-} Ion sulfito	H_3PO_3 Ácido fosforoso	PO_3^{3-} Ion fosfito
HNO_3 Ácido nítrico	NO_3^- Ion nitrato	HIO_3 Ácido yódico	IO_3^- Ion yodato

HNO_2 Ácido nitroso	NO_2^- Ion nitrito	$HC_2H_3O_2$ Ácido acético	$C_2H_3O_2^-$ Ion acetato
H_2CO_3 Ácido carbónico	CO_3^{2-} Ion carbonato	$H_2C_2O_4$ Ácido oxálico	$C_2O_4^{2-}$ Ion oxalato

El sistema completo para nombrar a los oxiácidos se muestra en la tabla 6.7 para los diferentes ácidos que contienen cloro. En la tabla 6.10, mostramos otros ejemplos de oxiácidos con sus nombres.

TABLA 6.10 Fórmulas y nombres de algunos oxiácidos

Fórmula	Nombre del ácido	Fórmula	Nombre del ácido
H_2SO_3	Ácido sulfuroso	$HC_2H_3O_2$	Ácido acético
H_2SO_4	Ácido sulfúrico	$H_2C_2O_4$	Ácido oxálico
HNO_2	Ácido nitroso	H_2CO_3	Ácido carbónico
HNO_3	Ácido nítrico	$HBrO_3$	Ácido brómico
H_3PO_3	Ácido fosforoso	HIO_3	Ácido yódico
H_3PO_4	Ácido fosfórico	H_3BO_3	Ácido bórico

En la figura 6.5 se proporciona un resumen del método de nomenclatura de compuestos poliatómicos. Ahora ya hemos visto las formas de nombrar una diversidad de compuestos: compuestos binarios formados por un metal y un no metal y de dos no metales, y los ácidos binarios. Estos compuestos son tan solo una pequeña parte de los compuestos químicos ya clasificados. La mayor parte de las clases restantes pertenece al amplio campo de la química orgánica, en categorías tales como hidrocarburos, alcoholes, éteres, aldehídos, cetonas, fenoles y ácidos carboxílicos.

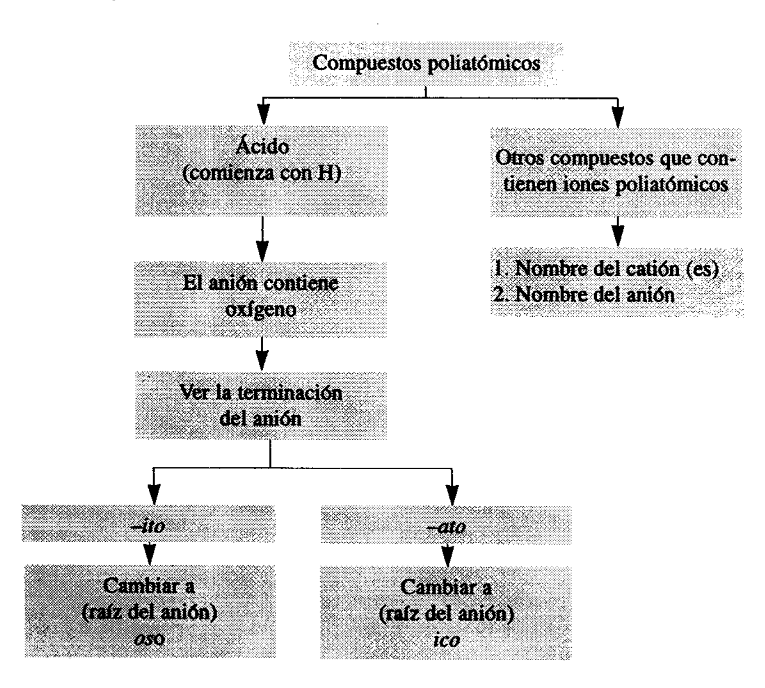


Figura 6.5
Diagrama de flujo para nombrar compuestos poliatómicos.

QUÍMICA EN ACCIÓN

Las cargas de la vida

En los organismos vivos, los iones desempeñan papeles importantes. Por ejemplo, deben mantener la neutralidad eléctrica dentro y fuera de las células. Dentro de la célula, son los iones potasio (K^+) y los iones fosfato ácido (iones fosfato de hidrógeno, HPO_4^{2-}) los que mantienen la neutralidad. Fuera de ella, en el fluido intercelular, los encargados de la neutralidad son el ion sodio (Na^+) y el ion cloruro (Cl^-).

Otro ion importante dentro de los organismos es el magnesio (Mg^{2+}), al que encontramos en la clorofila y que desempeña un papel en las actividades nerviosa y muscular, así como también actúa en conjunto con ciertas enzimas. Los iones de hierro (Fe^{2+}) están dentro de la molécula de hemoglobina y son parte integrante del sistema de transporte de oxígeno dentro de nuestro organismo. Los iones calcio (Ca^{2+}) son parte de la matriz ósea de huesos y dientes, y desempeñan funciones importantes en la coagulación de la sangre.

También, los iones tienen importantes aplicaciones en la industria de los detergentes. Se dice que el agua es "dura" cuando contiene cantidades relativamente elevadas de iones Ca^{2+} y Mg^{2+}. Los jabones, en solución, se combinan con esos iones y forman una nata insoluble. Ese material forma las rayas de sarro en la tina de baño y en el lavado de ropa se adquiere a ésta, dejándola gris y percudida. Aunque los jabones y los detergentes tienen acción limpiadora parecida, los detergentes son menos propensos a formar esa nata. Por este motivo, mucha gente que vive en zonas de agua "dura" usan detergentes y no jabones.



Los iones forman una nata insoluble al combinarse con algunos productos.

Repaso de conceptos

1. Escribe las fórmulas de compuestos que se forman al combinar los iones de la figura 6.2 en las relaciones correctas.
2. Escribe los nombres o las fórmulas de los compuestos inorgánicos binarios en los que el metal sólo tenga un tipo de catión.
3. Escribe los nombres o las fórmulas de compuestos inorgánicos binarios que contienen metales con diversos tipos de cationes, usando el sistema Stock.
4. Escribe los nombres o las fórmulas de compuestos inorgánicos binarios que contengan dos no metales.
5. Escribe los nombres o las fórmulas de ácidos binarios.
6. Escribe los nombres o las fórmulas de oxiácidos.
7. Escribe los nombres o las fórmulas de compuestos que contengan iones poliatómicos.

Palabras clave

Los términos que se citan a continuación se definieron a lo largo de este capítulo. Después de cada uno aparece el número de sección donde se explica. En el glosario encontrarás definiciones más detalladas.

ion poliatómico (6.5)
sistema Stock (6.4)

Preguntas

Las preguntas se refieren a las tablas, figuras, palabras clave y conceptos que se definieron en el capítulo. Las preguntas o ejercicios más difíciles se indican con un asterisco.

1. Utiliza la tabla de los iones comunes, que está en la contraportada interior del libro, para determinar las fórmulas de los compuestos formados por los iones siguientes:
a) Sodio y clorato
b) Hidrógeno y sulfato
c) Estaño(II) y acetato
d) Cobre(I) y óxido
e) Zinc y carbonato de hidrógeno
f) Hierro(III) y carbonato

2. ¿El hecho de que dos elementos se combinen en relación atómica uno a uno, significa que las cargas de sus iones son ambas 1? Explica tu respuesta.

3. Explica por qué el "agua dura" puede hacer que la ropa blanca se vuelva sin brillo y gris.

4. ¿Por qué votarían en la IUPAC en contra de usar el nombre seaborgio para el elemento 106?

5. ¿Cuáles elementos contribuyó Glenn T. Seaborg a descubrir?

6. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas? Vuelve a redactar las que sean incorrectas para hacerlas válidas.
a) La fórmula del hidruro de calcio es CaH_2.
b) Los iones de los siguientes metales tienen carga +2: Ca, Ba, Sr, Cd, Zn.
c) Las fórmulas de los ácidos nitroso y sulfuroso son HNO_2 y $H2SO_3$, respectivamente.
d) La fórmula del compuesto con Fe^{3+} y O^{2-} es Fe_3O_2.
e) El nombre del $NaNO_2$ es nitrito de sodio.
f) El nombre del $Ca(ClO_3)_2$ es clorato de calcio.
g) El nombre del CuO es óxido de cobre (I).
h) El nombre del SO_4^{2-} es ion sulfato.
i) El nombre del N_2O_4 es tetróxido de dinitrógeno.
j) El nombre del Na_2O es óxido de disodio.
k) Si el nombre de un anión termina en *uro*, el nombre del ácido correspondiente terminará en *hídrico*.
l) Si el nombre de un anión termina en *ito*, el nombre del ácido correspondiente termina en *ico*.
m) Si el nombre de un ácido termina en *oso*, el nombre del ion poliatómico correspondiente termina en *ato*.
n) En el FeI_2, el hierro es hierro(II), porque está combinado con dos iones I^-.
o) En el Cu_2SO_4 el cobre es cobre(II), porque hay dos iones cobre.
p) Cuando se combinan dos no metales, se usan los prefijos *di*, *tri*, *tetra*, etcétera, para especificar cuántos átomos de cada elemento hay en la molécula.
q) N_2O_3 es trióxido de dinitrógeno.
r) El nombre del $Sn(CrO_4)_2$ es dicromato de estaño.

Ejercicios relacionados

Los siguientes ejercicios están relacionados uno a uno. A cada ejercicio con número impar sigue otro semejante con número par. Las respuestas a los ejercicios con número par aparecen en el apéndice V.

7. Escribe la fórmula del compuesto que se formaría con los elementos citados:
a) Na e I
b) Ba y F
c) Al y O
d) K y S
e) Cs y Cl
f) Sr y Br

8. Escribe la fórmula del compuesto que se formaría con los elementos citados:
a) Ba y O
b) H y S
c) Al y Cl
d) Be y Br
e) Li y Se
f) Mg y P

9. Escribe las fórmulas de los siguientes cationes. No olvides poner las cargas: sodio, magnesio, aluminio, cobre(II), hierro(II), hierro(III), plomo(II), plata, cobalto(II), bario, hidrógeno, mercurio(II), estaño(II), cromo(III), estaño(IV), manganeso(II) y bismuto(III).

10. Escribe las fórmulas de los aniones siguientes. No olvides escribir las cargas: cloruro, bromuro, fluoruro, yoduro, cianuro, óxido, hidróxido, sulfuro, sulfato, sulfato de hidrógeno, sulfito de hidrógeno, cromato, carbonato, carbonato de hidrógeno, acetato, clorato, permanganato y oxalato.

11. Completa la tabla poniendo en cada espacio la fórmula correcta.

Cationes \ Aniones	Br^-	O^{2-}	NO_3^-	PO_4^{3-}	CO_3^{2-}
K^+	KBr				
Mg^{2+}					
Al^{3+}					
Zn^{2+}				$Zn(PO_4)_2$	
H^+					

12. Llena la tabla poniendo en cada espacio la fórmula correcta.

Cationes \ Aniones	SO_4^{2-}	Cl^-	AsO_4^{3-}	$C_2H_3O_2^-$	CrO_4^{2-}
NH_4^+			$(NH_4)_3AsO_4$		
Ca^{2+}					
Fe^{3+}	$Fe_2(SO_4)_3$				
Ag^+					
Cu^{2+}					

13. Escribe las fórmulas de los siguientes compuestos binarios; todos ellos están formados por no metales:
a) Monóxido de carbono **f)** Pentóxido de dinitrógeno
b) Trióxido de azufre **g)** Monobromuro de yodo
c) Tetrabromuro de carbono **h)** Tetracloruro de silicio
d) Tricloruro de fósforo **i)** Pentayoduro de fósforo
e) Dióxido de nitrógeno **j)** Trióxido de diboro.

14. Deduce el nombre de los siguientes compuestos binarios; todos ellos están formados por no metales:
a) CO_2 **f)** N_2O_4
b) N_2O **g)** P_2O_5
c) PCl_5 **h)** OF_2
d) CCl_4 **i)** NF_3
e) SO_2 **j)** CS_2

15. Escribe las fórmulas de los siguientes compuestos:
a) Nitrato de sodio **e)** Carbonato de plata
b) Fluoruro de magnesio **f)** Fosfato de calcio
c) Hidróxido de bario **g)** Nitrito de potasio
d) Sulfato de amonio **h)** Óxido de estroncio

16. Deduce el nombre de los siguientes compuestos:
a) K_2O **e)** Na_3PO_4
b) NH_4Br **f)** Al_2O_3
c) CaI_2 **g)** $Zn(NO_3)_2$
d) $BaCO_3$ **h)** Ag_2SO_4

17. Deduce el nombre de los compuestos siguientes empleando el sistema Stock (IUPAC):
a) $CuCl_2$ **d)** $FeCl_3$
b) CuBr **e)** SnF_2
c) $Fe(NO_3)_2$ **f)** $HgCo_3$

18. Escribe las fórmulas de los siguientes compuestos:
a) Bromuro de estaño(IV) **d)** Nitrito de mercurio(II)
b) Sulfato de cobre(I) **e)** Sulfuro de titanio(IV)
c) Carbonato de hierro(III) **f)** Acetato de hierro(II).

19. Escribe las fórmulas de los siguientes ácidos:
a) Ácido clorhídrico **d)** Ácido carbónico
b) Ácido clórico **e)** Ácido sulfuroso
c) Ácido nítrico **f)** Ácido fosfórico

20. Escribe las fórmulas de los siguientes ácidos:
a) Ácido acético **d)** Ácido bórico
b) Ácido fluorhídrico **e)** Ácido nitroso
c) Ácido hipocloroso **f)** Ácido hidrosulfúrico

21. ¿Cuál es el nombre de los siguientes ácidos?
a) HNO_2 **d)** HBr **g)** HF
b) H_2SO_4 **e)** H_3PO_3 **h)** $HBrO_3$
c) $H_2C_2O_4$ **f)** $HC_2H_3O_2$

22. ¿Cuál es el nombre de los siguientes ácidos?
a) H_3PO_4 **d)** HCl **g)** HI
b) H_2CO_3 **e)** HClO **h)** $HClO_4$
c) HIO_3 **f)** HNO_3

23. Escribe las fórmulas de los compuestos siguientes:
a) Sulfito de plata
b) Bromuro de cobalto(II)
c) Hidróxido de estaño(II)
d) Sulfato de aluminio
e) Fluoruro de manganeso(II)
f) Carbonato de amonio
g) Óxido de cromo(III)
h) Cloruro de cobre(II)
i) Permanganato de potasio
j) Nitrito de bario
k) Peróxido de sodio

24. Escribe las fórmulas de los compuestos siguientes:
a) Cromato de sodio
b) Hidruro de magnesio
c) Acetato de níquel(II)
d) Clorato de calcio
e) Nitrato de plomo(II)
f) Fosfato de potasio y dihidrógeno
g) Hidróxido de manganeso(II)
h) Carbonato de cobalto(II) e hidrógeno
i) Hipoclorito de sodio
j) Carbonato de arsénico(V)
k) Sulfito de cromo(III)

l) Sulfato de hierro (II)
m) Dicromato de potasio
n) Cromato de bismuto (III)

25. Escribe el nombre de cada compuesto.
a) $ZnSO_4$
b) $HgCl_2$
c) $CuCO_3$
d) $Cd(NO_3)_2$
e) $Al(C_2H_3O_2)_3$
f) CoF_2
g) $Cr(ClO_3)_3$
h) Ag_3PO_4
i) NiS
j) $BaCrO_4$

27. Escribe la fórmula química para cada una de las siguientes sustancias:
a) Bicarbonato de sodio
b) Cal
c) Sal de Epsom
d) Ácido muriático
e) Vinagre
f) Potasa
g) Lejía de sosa
l) Sulfato de antimonio(III)

m) Oxalato de sodio
n) Tiocianato de potasio

26. Escribe el nombre de cada compuesto.
a) $Ca(HSO_4)_2$
b) $As_2(SO_3)_3$
c) $Sn(NO_2)_2$
d) $FeBr_3$
e) $KHCO_3$
f) $BiAsO_4$
g) $Fe(BrO_3)_2$
h) $(NH_4)_2HPO_4$
i) NaClO
j) $KMnO_4$

28. Escribe la fórmula química para cada una de las siguientes sustancias:
a) El oro de los tontos (pirita)
b) Nitro
c) Caliza
d) Azúcar de caña
e) Leche de magnesia
f) Sosa para lavar
g) Alcohol de grano

Ejercicios adicionales

Los siguientes ejercicios no están relacionados ni agrupados por tema; son para que adquieras más práctica en la aplicación de los conceptos descritos en este capítulo.

29. ¿Cuál es el nombre de los siguientes compuestos?

a) $Ba(NO_3)_2$	**d)** $MgSO_4$	**g)** NiS
b) $NaC_2H_3O_2$	**e)** $CdCrO_4$	**h)** $Sn(NO_3)_4$
c) PbI_2	**f)** $BiCl_3$	**h)** $Ca(OH)_2$

30. Describe cómo se usa cada uno de los elementos siguientes para nombrar a compuestos inorgánicos: *uro, oso, ico, hipo, per, ito, ato* y números romanos.

31. Traduce cada una de las reacciones expresadas con palabras en ecuaciones químicas sin balancear:
a) El nitrato de plata y el cloruro de sodio reaccionan formando cloruro de plata y nitrato de sodio.
b) El sulfato de hierro(III) y el hidróxido de calcio reaccionan formando hidróxido de hierro(III) y sulfato de calcio.
c) El hidróxido de potasio y el ácido sulfúrico reaccionan para formar sulfato de potasio y agua.

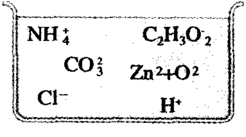
32. Cuántas partículas subatómicas (protones y electrones) hay en:
a) un átomo de estaño
b) un ion Sn^{2+}
c) un ion Sn^{4+}

33. El compuesto X_2Y_3 es un sólido estable. ¿Qué carga iónica se espera que tengan *X* y *Y*? Explica tu respuesta.

***34.** La fórmula del ion ferricianuro es $Fe(CN)_6^{3-}$. Escribe la fórmula de los compuestos que formaría con los cationes de los elementos 3, 13 y 30.

35. Compara y describe la diferencia de las fórmulas de:
a) el nitruro y el nitrito.
b) el nitrito y el nitrato.
c) el ácido nitroso y el ácido nítrico.

36. En el vaso de precipitados de abajo hay una mezcla de iones. Escribe todas las fórmulas posibles de compuestos iónicos que se podrían formar con esos iones. Escribe el nombre de cada compuesto junto a su fórmula.



Respuestas a los ejercicios de práctica

6.1 a) KF, (b) $CaBr_2$, (c) Mg_3N_2, (d) Na_2S, (e) BaO

6.2 a) $SrCl_2$, (b) KI, (c) AlN, (d) CaS, (e) Na_2O

6.3 a) yoduro de plomo(II), b) fluoruro de estaño(IV), c) óxido de hierro(III), d) óxido de cobre(II).

6.4 a) monóxido de dicloro, b) dióxido de azufre, c) tetrabromuro de carbono, d) pentóxido de dinitrógeno, e) amoniaco.

6.5 a) bromuro de potasio, b) nitruro de calcio, c) trióxido de azufre, d) fluoruro de estaño(II), e) cloruro de cobre(II), f) tetróxido de dinitrógeno.

6.6 a) nitrato de sodio, b) fosfato de calcio, c) hidróxido de potasio, d) carbonato de litio, e) clorato de sodio.

Capítulo 7

La composición cuantitaviva de las sustancias



Al preparar platillos con calidad de gourmet, estos *chefs* combinan las cantidades precisas de varios ingredientes, y proporcionan así a sus clientes una deliciosa experiencia gastronómica.

Para fabricar un producto no es suficiente conocer las sustancias que éste contiene. Un artista puede crear un lienzo de increíbles colores a partir de pocos pigmentos. Un farmacéutico puede combinar las mismas drogas en cantidades diversas, para obtener efectos distintos en sus pacientes. Los cosméticos, los cereales, los productos de limpieza y los analgésicos muestran, en sus etiquetas, una lista de los ingredientes con que se fabricaron.

En cada uno de esos productos, la clave de su fabricación exitosa es la cantidad de cada ingrediente. La industria farmacéutica mantiene una reglamentación estricta sobre las cantidades de ingredientes en los medicamentos que compramos. Las fórmulas de las gaseosas y de la mayor parte de los cosméticos son consideradas secretos propios del fabricante. Puede suceder que diferencias pequeñas en la composición de esos productos ocasionen grandes pérdidas o demandas de los clientes.

La composición de los materiales es un concepto importante en química. La relación numérica entre los elementos de un material, y la medición de cantidades exactas de sustancia están entre las tareas fundamentales del químico.

7.1 La mol

En un laboratorio, casi sempre se usa la balanza para determinar las masas de las sustancias. Cuando se lleva a cabo una reacción química intervienen átomos y moléculas. Por ejemplo, en la reacción entre magnesio y azufre, un átomo de azufre reacciona con uno de magnesio:

$$Mg + S \rightarrow MgS$$

Sin embargo, cuando medimos las masas de estos elementos, vemos que se necesitan 24.31 g de Mg para reaccionar con 32.06 g de S. Como el magnesio y el azufre reaccionan en una relación atómica de 1 a 1, podemos llegar a la conclusión, con este experimento, de que 24.31 g de Mg contienen la misma cantidad de átomos que 32.06 g de S. ¿Cuántos átomos hay en 24.31 g de Mg o en 32.06 g de S? Cada una de esas dos cantidades contienen 1 *mol* de átomos.

La mol es una de las siete unidades básicas en el Sistema Internacional, y es la unidad para la cantidad de sustancia. Es una unidad de conteo, como las de otras cantidades que se cuentan, como una docena (12) de huevos o una gruesa (144) de lápices. A veces se dice que la mol es la docena del químico. Pero una mol es una cantidad mucho mayor de cosas; es 6.022×10^{23}. Por consiguiente, 1 mol contiene 6.022×10^{23} entidades de lo que se esté tratando. En el caso de nuestra reacción entre el magnesio y el azufre, 1 mol de Mg (24.31 g) contiene 6.022×10^{23} átomos de magnesio, y 1 mol de S (32.06 g) contiene 6.022×10^{23} átomos de azufre.

número de Avogadro

Al número 6.022×10^{23} se le conoce como **número de Avogadro,** en honor de Amedeo Avogadro (1776-1856), físico italiano. El número de Avogadro es una constante importante en la química y en la física, y se ha determinado experimentalmente con varios métodos independientes entre sí.

Número de Avogadro = 6.022×10^{23}

Es difícil imaginar cuán grande es el número de Avogadro, pero lo expresaremos con la analogía siguiente: Si 10 000 personas comenzaran a contar ese número, y cada una contara a razón de 100 números por minuto, cada minuto del día, se tardarían más de un billón (10^{12}) de años para terminar de contar. Así, hasta la porción más diminuta de materia contiene cantidades extraordinariamente grandes de átomos. Por ejemplo, 1 mg (0.001 g) de azufre contiene 2×10^{19} átomos de azufre.

mol

unidad fórmula

El número de Avogadro es el patrón de cantidad de sustancia, que se usa para expresar determinada cantidad de una especie química como átomos, moléculas, unidades fórmula, iones o electrones. Esta cantidad de sustancia es la mol. La **mol** se define como la cantidad de una sustancia que contiene la misma cantidad de unidades fórmula como átomos hay en 12g de carbono 12, exactamente. Recuerda que el carbono 12 es el isótopo patrón para las masas atómicas. También se usan otras definiciones de la mol, pero todas ellas se relacionan con el número de Avogadro de unidades fórmula. Una **unidad fórmula** es el átomo o molécula indicada por la fórmula de la sustancia que se considera, por ejemplo, Mg, MgS, H_2O, O_2.

De acuerdo con la definición, podemos decir que la masa atómica en gramos de cualquier elemento contiene 1 mol de átomos. El término *mol* es tan común en la jerga de los químicos que la usan tanto como las palabras *átomo* y *molécula.* La mol se usa en relación con muchas y diferentes partículas, como átomos, moléculas, iones y electrones, para indicar el número de Avogadro de esas partículas. Si decimos una mol de átomos, también podemos hablar de una mol de moléculas, una mol de electrones, una mol de iones, etcétera, y se sobreentiende que queremos decir 6.022×10^{23} unidades fórmula de esas partículas.

1 mol de átomos = 6.022×10^{23} átomos
1 mol de moléculas = 6.022×10^{23} moléculas
1 mol de iones = 6.022×10^{23} iones

La masa atómica en gramos de un elemento contiene el número de Avogadro de átomos y se define como la **masa molar**, o masa molecular, del elemento. Para determinar la masa molar de un elemento se pasan de las unidades de masa que aparecen en la tabla periódica de masa atómica a gramos. Por ejemplo, la masa atómica del azufre es de 32.06 uma. Una masa molar de azufre tiene 32.06 gramos de masa y contiene 6.022 x 10^{23} átomos de azufre. Veamos la siguiente tabla.

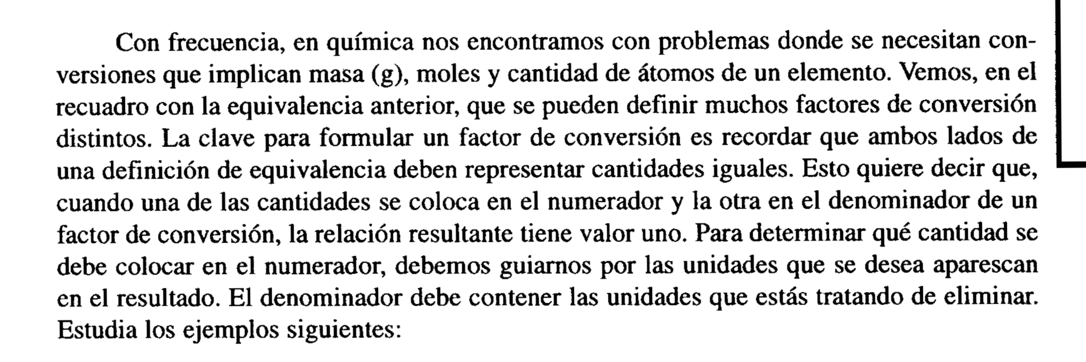


Amedeo Avogadro (1776-1856).

Elemento	Masa atómica	Masa molar	Cantidad de átomos
H	1.008 uma	1.008 g	6.022 x 10^{23}
Mg	24.31 uma	24.31 g	6.022 x 10^{23}
Na	22.99 uma	22.99 g	6.022 x 10^{23}

1 masa molar (g) = 1 mol de átomos
= número de Avogadro (6.022 x 10^{23}) de átomos

masa molar



Con frecuencia, en química nos encontramos con problemas donde se necesitan conversiones que implican masa (g), moles y cantidad de átomos de un elemento. Vemos, en el recuadro con la equivalencia anterior, que se pueden definir muchos factores de conversión distintos. La clave para formular un factor de conversión es recordar que ambos lados de una definición de equivalencia deben representar cantidades iguales. Esto quiere decir que, cuando una de las cantidades se coloca en el numerador y la otra en el denominador de un factor de conversión, la relación resultante tiene valor uno. Para determinar qué cantidad se debe colocar en el numerador, debemos guiarnos por las unidades que se desea aparezcan en el resultado. El denominador debe contener las unidades que estás tratando de eliminar. Estudia los ejemplos siguientes:

Ejemplo 7.1

¿Cuántas moles de hierro representan 25.0 g de Fe?

Solución

Para resolver el problema se requiere pasar de gramos de Fe a moles de Fe. Buscamos la masa atómica del Fe en la tabla periódica, o en la tabla de masas atómicas, y vemos que es de 55.85. A continuación, usamos el factor de conversión adecuado para obtener moles:

gramos de Fe → moles de Fe gramos de Fe × $\frac{\text{1 mol de Fe}}{\text{1 masa molar de Fe}}$

$$25.0\ \text{g}\,\cancel{\text{Fe}} \times \frac{\text{1 mol de Fe}}{55.85\ \text{g}\,\cancel{\text{Fe}}} = 0.448\ \text{mol Fe}$$

Ejemplo 7.2

¿Cuántos átomos de magnesio hay en 5.00 g de Mg?

Solución

Este problema requiere que convirtamos gramos de Mg a átomos de Mg.

Ejemplo 7.2

gramos de Mg → átomos de Mg

Vemos que la masa atómica del magnesio es 24.31, y con ello planteamos el cálculo empleando un factor de conversión entre átomos y masa molar:

$$\text{gramos de Mg} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de Mg}}{1 \text{ masa molar de Mg}}$$

$$5.00 \text{ g Mg} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de Mg}}{24.31 \text{ g Mg}} = 1.24 \times 10^{23} \text{ átomos de Mg}$$

Una solución alterna es convertir primero gramos de Mg a moles de Mg, que a continuación se cambian a átomos de Mg.

gramos de Mg → moles de Mg → átomos de Mg

En cada paso usamos factores de conversión. El planteo del cálculo es el siguiente:

$$5.00 \text{ g Mg} \times \frac{1 \text{ mol Mg}}{24.31 \text{ g Mg}} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de Mg}}{1 \text{ mol Mg}} = 1.24 \times 10^{23} \text{ átomos de Mg}$$

*Por consiguiente, en 5.00 g de Mg hay 1.24 x 10^{23} átomos de Mg.

Ejemplo 7.3

¿Cuál es la masa, en gramos, de un átomo de carbono, C?

Solución

La masa molar del C es 12.01 g. Definimos un factor de conversión entre masa molar y átomos.

átomos de C → gramos de C

$$\text{átomos de C} \times \frac{1 \text{ masa molar}}{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de C}}$$

$$1 \text{ átomos de C} \times \frac{12.01 \text{ g C}}{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de C}} = 1.994 \times 10^{-23} \text{ g C}$$

Ejemplo 7.4

¿Cuál es la masa de 3.01 x 10^{23} átomos de sodio (Na)?

Solución

La información necesaria para resolver este problema es la masa molar del Na, 22.99 g, y un factor de conversión entre masa molar y átomos.

átomos de Na → gramos de Na

$$\text{átomos de Na} \times \frac{1 \text{ masa molar de Na}}{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de Na}}$$

$$3.01 \times 10^{23} \text{ átomos de Na} \times \frac{22.99 \text{ g Na}}{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de Na}} = 11.5 \text{ g Na}$$

Ejemplo 7.5

¿Cuál es la masa de 0.252 mol de cobre (Cu)?

Solución

La información que necesitamos para resolver este problema es la masa molar del Cu, que es de 63.55 g, y también un factor de conversión de masa molar a moles.

moles de Cu → gramos de Cu

$$\text{moles de Cu} \times \frac{1 \text{ masa molar de Cu}}{1 \text{ mol de Cu}}$$

$$0.252 \text{ mol de Cu} \times \frac{63.55 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol de Cu}} = 16.0 \text{ g Cu}$$

Ejemplo 7.5

Ejemplo 7.6

¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 1.00 mol de moléculas de oxígeno?

Solución

El oxígeno es una molécula diatómica cuya fórmula es O_2. Por consiguiente, una molécula de oxígeno contiene dos átomos de oxígeno.

$$\frac{2 \text{ átomos de O}}{1 \text{ molécula de } O_2}$$

La secuencia de las conversiones es

moles de O_2 → moléculas de O_2 → átomos de O

Necesitamos dos factores de conversión, que son

$$\frac{6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas de } O_2}{1 \text{ mol de } O_2} \quad \text{y} \quad \frac{2 \text{ átomos de O}}{1 \text{ molécula de } O_2}$$

El cálculo es

$$1.00 \text{ mol } O_2 \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas de } O_2}{1 \text{ mol } O_2} \times \frac{2 \text{ átomos de O}}{1 \text{ molécula de } O_2} = 1.20 \times 10^{24} \text{ átomos de 0}$$

Práctica 7.1
Práctica 7.2

Práctica 7.1
¿Cuál es la masa de 2.50 mol de helio (He)?

Práctica 7.2
¿Cuántos átomos hay en 0.025 mol de hierro?

7.2 Masa molar de los compuestos

Una mol de un compuesto contiene el número de Avogadro de unidades fórmula del mismo. Los términos ***peso molecular, masa molecular, peso fórmula*** y ***masa fórmula*** se han empleado en el pasado para indicar la masa de una mol de una sustancia. Sin embargo, el término ***masa molar*** es más amplio, porque se puede usar para todo tipo de compuestos.

Si se conoce la fórmula de un compuesto se puede calcular su masa molar sumando las masas molares de todos los átomos de la fórmula. Si hay más de un átomo de cualquier elemento, se debe sumar su masa tantas veces como aparezca.

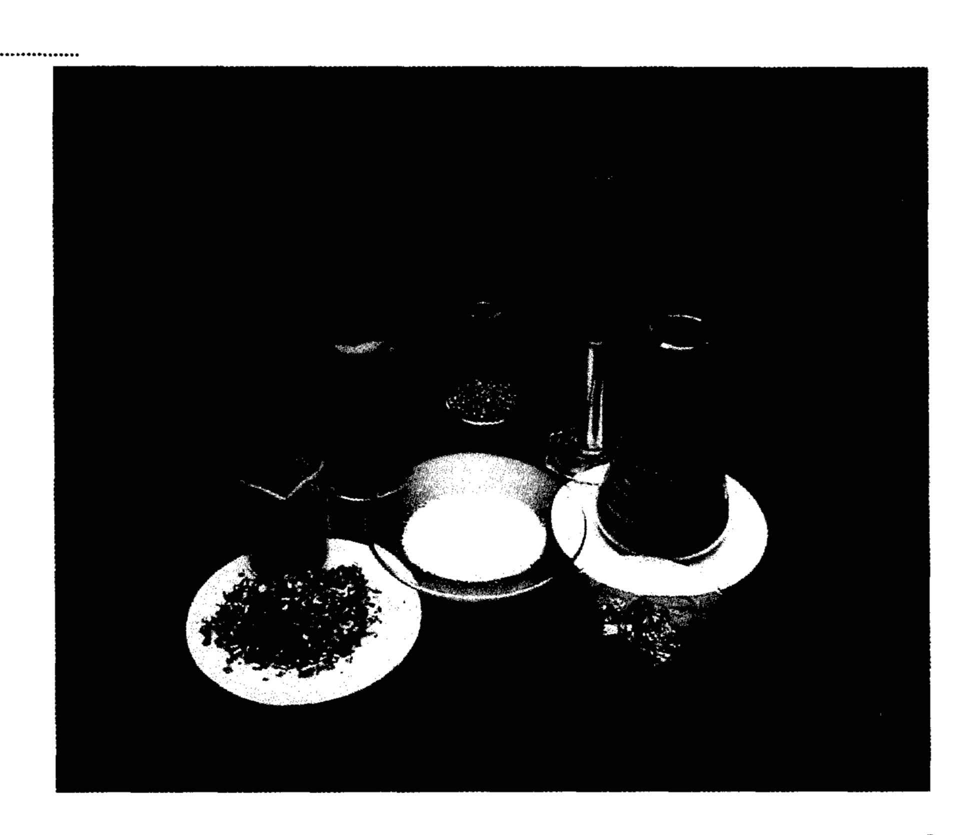
Ejemplo 7.7

La fórmula del agua es H_2O. ¿Cuál es su masa molar?

Solución

Procederemos buscando las masas molares del H, que es 1.008 g, y del O, que es 16.00 g, y sumando las masas de todos los átomos de la unidad fórmula. El agua con-

Cada muestra contiene una mol. En sentido de las manecillas del reloj, desde la parte izquierda inferior: magnesio, carbono, sulfato de cobre(II), cobre, mercurio, permanganato de potasio cadmio y cloruro de sodio.



Ejemplo 7.7

tiene dos átomos de H y un átomo de O. Por consiguiente,

$2\ H = 2 \times 1.008\ g = 2.016\ g$
$1\ O = 1 \times 16.00\ g = \underline{16.00\ g}$
$18.02\ g = \text{masa molar}$

Ejemplo 7.8

Calcula la masa molar del hidróxido de calcio, $Ca(OH)_2$.

Solución

La fórmula de esta sustancia contiene un átomo de Ca, dos átomos de O y dos átomos de H. Procederemos como en el ejemplo anterior, de modo que

$1\ Ca = 1 \times 40.08\ g = 40.08\ g$
$2\ O = 2 \times 16.00\ g = 32.00\ g$
$2\ H = 2 \times 1.008\ g = \underline{2.016}\ g$
$74.10\ g = \text{masa molar}$

Recuerda que en este libro redondeamos todas las masas molares a cuatro cifras significativas. En otras partes, quizá en el laboratorio, debes usar una cantidad diferente de cifras significativas.

Práctica 7.3

Calcula la masa molar del KNO_3.

La masa de 1 mol de un compuesto contiene el número de Avogadro de unidades fórmula, o moléculas. Veamos ahora al compuesto cloruro de hidrógeno, HCl. Un átomo de H se combina con uno de Cl para formar una molécula de HCl. Cuando se combina 1 mol de H (1.008 g de H, que representan 1 mol o 6.022×10^{23} átomos de H) se combina con 1 mol

de Cl (35.45 g de Cl, que representan 1 mol, o 6.022 x 10^{23} átomos de Cl), se forma 1 mol de HCl (36.46 g de HCl, que representan 1 mol, o 6.022 x 10^{23} moléculas de HCl). En la tabla siguiente, vemos las relaciones anteriores:

H	Cl	HCl
6.022 x 10^{23} *átomos* de H	6.022 x 10^{23} *átomos* de Cl	6.022 x 10^{23} *moléculas* de HCl
1 mol de *átomos* de H	1 mol de *átomos* de Cl	1 mol de *moléculas* de HCl
1.008 g de H	35.45 g de Cl	36.46 g de HCl
1 masa molar de H	1 masa molar de Cl	1 masa molar de HCl

Recuerda que debes plantear el factor correcto de conversión, con el enunciado de equivalencia. Coloca la unidad deseada en el numerador y la que debes eliminar en el denominador.

Cuando manejemos elementos diatómicos, como H_2, O_2, N_2, F_2, Cl_2, Br_2 e I_2, debemos tener especial cuidado para diferenciar entre una mol de átomos y una mol de moléculas. Por ejemplo, veamos el caso de 1 mol de moléculas de oxígeno, cuya masa es 32.00 g. Esa cantidad equivale a 2 moles de átomos de oxígeno. El concepto clave es que 1 mol representa al número de Avogadro de la entidad química que estemos manejando: átomos, moléculas, unidades fórmula, etcétera.

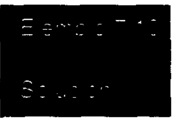
1 mol H_2O = 18.02 g H_2O = 6.022 x 10^{23} moléculas
1 mol NaCl = 58.44 g NaCl = 6.022 x 10^{23} unidades fórmula
1 mol H_2 = 2.016 g H_2 = 6.022 x 10^{23} moléculas
1 mol HNO_3 = 63.02 g HNO_3 = 6.022 x 10^{23} moléculas
1 mol K_2SO4 = 174.3 g K_2SO_4 = 6.022 x 10^{23} unidades fórmula

1 mol = 6.022 x 10^{23} unidades fórmula
= 1 masa molar de un compuesto

¿Cuál es la masa de 1 mol de ácido sulfúrico (H_2SO_4)?

1 mol de H_2SO_4 es una masa molar de H_2SO_4. Entonces, el problema se resuelve en forma semejante a los ejemplos 7.7 y 7.8. Se buscan las masas molares del hidrógeno, azufre y oxígeno, se multiplican por las cantidades adecuadas y se suman.

$$\begin{aligned} 2H &= 2 \times 1.008 \text{ g} = 2.016 \text{ g} \\ 1S &= 1 \times 32.06 \text{ g} = 32.06 \text{ g} \\ 4O &= 4 \times 16.00 \text{ g} = \underline{64.00 \text{ g}} \\ & \quad 98.08 \text{ g} = \text{masa de 1 mol de } H_2SO_4 \end{aligned}$$



¿Cuántas moles de hidróxido de sodio, NaOH, hay en 1.00 kg de esta sustancia?

En primer lugar, sabemos que

1 masa molar = (22.99 g + 16.00 g + 1.008 g), o sea 40.00 g de NaOH.

Para pasar de gramos a moles usaremos el factor de conversión

$$\frac{1 \text{ mol}}{1 \text{ masa molar}} \quad \text{o} \quad \frac{1 \text{ mol de NaOH}}{40.00 \text{ g de NaOH}}$$

Ejemplo 7.10

Utiliza la conversión siguiente:

Kg NaOH → g NaOH → mol de NaOH

El cálculo es:

$$1.00\ \text{kg de NaOH} \times \frac{1000\ \text{g NaOH}}{\text{kg NaOH}} \times \frac{1\ \text{mol NaOH}}{40.00\ \text{g NaOH}} = 25.0\ \text{mol de NaOH}$$

1.00 kg de NaOH = 25.0 mol de NaOH

Ejemplo 7.11

¿Cuál es la masa de 5.00 mol de agua?

Solucion

Sabemos ya que

1 mol H_2O = 18.02 g (ejemplo 7.7)

La conversión es

mol H_2O → g H_2O

Para convertir moles a gramos usamos el factor de conversión

$$\frac{1\ \text{masa molar de}\ H_2O}{1\ \text{mol de}\ H_2O} \quad \text{o} \quad \frac{18.02\ \text{g de}\ H_2O}{1\ \text{mol de}\ H_2O}$$

El cálculo es

$$5.00\ \text{mol de}\ H_2O \times \frac{18.02\ \text{g de}\ H_2O}{1\ \text{mol de}\ H_2O} \times = 90.1\ \text{g de}\ H_2O$$

Ejemplo 7.12

¿Cuántas moléculas de cloruro de hidrógeno, HCl, hay en 25.0 g de esa sustancia?

Solucion

Vemos, de acuerdo con la fórmula, que la masa molar del HCl es de 36.46 g (1.008 g + 35.45 g). El orden de las conversiones es

g HCl → mol HCl → moléculas HCl

Usando los factores de conversión tenemos

$$\frac{1\ \text{mol de HCl}}{36.46\ \text{g HCl}} \quad \text{y} \quad \frac{6.022 \times 10^{23}\ \text{moléculas de HCl}}{1\ \text{mol de HCl}}$$

$$25.0\ \text{g HCl} \times \frac{1\ \text{mol de HCl}}{36.46\ \text{g HCl}} \times \frac{6.022 \times 10^{23}\ \text{moléculas de HCl}}{1\ \text{mol de HCl}} =$$

4.13×10^{23} moléculas de HCl

Práctica 7.4
Práctica 7.5

Práctica 7.4
¿Cuál es la masa de 0.150 mol de Na_2SO_4?

Práctica 7.5
¿Cuántas moles hay en 500.0 g de $AlCl_3$?

7.3 Composición porcentual de la sustancias

Por ciento quiere decir partes por 100 partes. Igual que cada rebanada de un pastel es un porcentaje de todo el pastel, cada elemento de un compuesto es un porcentaje de todo el compuesto. La **composición porcentual de una sustancia** es el *por ciento en masa* de cada elemento del compuesto. La masa molar representa la masa total, o el 100% del compuesto o sustancia. Así, la composición porcentual del agua, H_2O, es 11.19% de H y 88.79% de O, en masa.1 De acuerdo con la ley de la composición definida, la composición porcentual debe ser igual, sin importar el tamaño de la muestra que se analice.

Composición porcentual de una sustancia

La composición porcentual de una sustancia se puede calcular 1) a partir del conocimiento de su fórmula, y 2) a partir de datos experimentales.

La composición porcentual a partir de la fórmula

Si se conoce la fórmula, con un proceso de dos pasos se puede determinar la composición porcentual.

Paso 1 Calcular la masa molar (sección 7.2)

Paso 2 Dividir la masa total de cada elemento de la fórmula, entre la masa molar de toda la fórmula y multiplicar por 100. El resultado es la composición porcentual.

$$\frac{\textbf{masa total de elemento}}{\textbf{masa molar del compuesto}} \times 100 = \textbf{porcentaje del elemento}$$

Ejemplo 7.13

Calcula la composición porcentual del cloruro de sodio, NaCl.

Solución

Paso 1 Calculamos la masa molar del NaCl:

1 Na = 1 × 22.99 g = 22.99 g
1 Cl = 1 × 35.45 g = 35.45 g
58.44 g/(masa molar)

Paso 2 Ahora calculamos la composición porcentual. Sabemos que hay 22.99 g de Na y 35.45 g de Cl en 58.44 g de NaCl.

$$\text{Na: } \frac{22.99 \not{g} \text{ de Na}}{58.44 \not{g} \text{ de NaCl}} \times 100 = 39.34\% \text{ Na}$$

$$\text{Cl: } \frac{35.45 \not{g} \text{ de Cl}}{58.44 \not{g} \text{ de NaCl}} \times 100 = \frac{60.66\% \text{ Cl}}{100.00\% \text{ total}}$$

En cualquier sistema de dos componentes, si se conoce el porcentaje de un componente, el del otro queda automáticamente definido por la diferencia a 100, esto es, si el Na es el 39.34%, entonces el Cl es 100% - 39.34% = 60.66%. Sin embargo, es bueno calcular el porcentaje de cada componente, porque con ello se tiene una comprobación que evita posibles errores. Los datos de composición porcentual deben sumar 100 ± 0.2%.

Ejemplo 7.14

Calcula la composición porcentual del cloruro de potasio, KCl.

Solución

Paso 1 Calculamos la masa molar del KCl:

1 K = 1 × 39.10 g = 39.10 g
1 Cl = 1 × 35.45 g = 35.45 g
74.55 g/(masa molar)

Paso 2 Ahora calculamos la composición porcentual. Sabemos que hay 39.10 g de K y 35.45 g de Cl en 74.55 g de KCl.

$$\text{K: } \frac{39.10 \text{ g de K}}{74.55 \text{ g de KCl}} \times 100 = 52.45\% \text{ K}$$

$$\text{Cl: } \frac{35.45 \text{ g de Cl}}{74.55 \text{ g de KCl}} \times 100 = \frac{47.55\% \text{ Cl}}{100.00\% \text{ total}}$$

Si comparamos los datos que calculamos para el NaCl y para el KCl, vemos que el cloruro de sodio contiene mayor porcentaje de Cl en masa, aunque cada compuesto tiene relación de un átomo a un átomo, de Cl a Na y de Cl a K. La razón de esa diferencia en porcentaje gravimétrico es que el Na y el K no tienen las mismas masas atómicas.

Es importante tener en cuenta que, cuando comparamos 1 mol de NaCl con 1 mol de KCl, cada mol contiene la misma cantidad de átomos de Cl, que es 1 mol de átomos de Cl. Sin embargo, si comparamos masas iguales de NaCl y KCl habrá más átomos de Cl en la muestra de NaCl, porque el cloruro de sodio tiene mayor porcentaje de Cl en masa.

1 mol de NaCl contiene	**100.0 g de NaCl contienen**
1 mol de Na	39.34 g de Na
1 mol de Cl	60.66 g de Cl
60.66% de Cl	

1 mol de KCl contiene	**100.0 g de KCl contienen**
1 mol de K	52.45 g de K
1 mol de Cl	47.55 g de Cl
47.55% de Cl	

Ejemplo 7.15

Calcula la composición porcentual del sulfato de potasio, K_2SO_4.

Solución

Paso 1 Calcular la masa molar del K_2SO_4:

2 K = 2 × 39.10 g = 78.20 g
1 S = 1 × 32.06 g = 32.06 g
4 O = 4 × 16.00 g = 64.00 g
174.3 g (masa molar)

Paso 2 Ahora calculemos la composición porcentual. Sabemos que hay 78.20 g de K, 32.06 g de S y 64.00 g de O en 174.3 g de K_2SO_4.

$$\text{K: } \frac{78.20 \text{ g de K}}{174.3 \text{ g de } K_2SO_4} \times 100 = 44.87\% \text{ K}$$

$$\text{S: } \frac{32.06 \text{ g de S}}{174.3 \text{ g de } K_2SO_4} \times 100 = 18.39\% \text{ S}$$

QUÍMICA EN ACCIÓN

El sabor de la química

Los saborizantes, sazonadores y conservadores se han agregado a los alimentos desde la antigüedad. Antes se agregaban especias como conservadores, cuando no se disponía de refrigeración. Esas especias contenían antisépticos y antioxidantes suaves, y prolongaban el tiempo durante el que se podía comer un alimento. A través del tiempo se usó una gran variedad de sustancias (los aditivos alimenticios) como conservadores, colorantes, saborizantes, antioxidantes, edulcorantes, etcétera. Muchas de esas sustancias se consideran hoy como necesidades reales para procesar los alimentos. Sin embargo, existe preocupación, fundada, de que algunos aditivos, en especial los que no estan presentes en forma natural en el alimento, pueden ser perjudiciales a la salud al consumirlos. Esta preocupación ha dado origen a varias leyes que reglamentan la industria alimenticia.

En Estados Unidos, es la Administración de Alimentos y Drogas (FDA) la entidad principal encargada de exigir el cumplimiento de las leyes federales acerca de los alimentos, y debe aprobar el uso de todos los aditivos. Esa agencia clasifica los aditivos en varios grupos, entre los que se encuentra el GRAS (Generally Regarded As Safe, consi-derados como seguros). La clase GRAS incluye sustancias que se usaban en 1958 y cumplían ciertas especificaciones de seguridad. Todas las sustancias que se empezaron a usar después de 1958 se han aprobado una por una.

Antes del uso comercial de algún aditivo alimenticio nuevo, el fabricante debe comprobar satisfactoriamente, ante la FDA, que la sustancia es segura para el uso propuesto. Es complicado y caro suministrar esta prueba de seguridad. Aunque no tiene que ver mucho con la química, se requieren los servicios de muchos especialistas en diversas disciplinas, como la bioquímica, microbiología, medicina, fisiología, etcétera. Se debe investigar y ensayar en varios laboratorios antes de obtener la aprobación o rechazo definitivos de la FDA.



Estos son algunos alimentos que contienen aditivos.

La cantidad de aditivo que se considera segura en los alimentos se determina tomando como base la ingestión diaria máxima tolerable (IDMT), que es la cantidad del aditivo que se puede comer diariamente durante toda la vida sin efectos adversos. Esta cantidad se calcula a partir de una masa corporal (mg/kg/día). Si existe duda acerca de la seguridad del aditivo, se determina un límite de tiempo y se otorga una IDMT condicional, que se revisa con más pruebas al final del primer periodo. Para establecer la IDMT se hacen experimentos en animales, aumentando la cantidad de aditivo en las pruebas sucesivas hasta que se presenta toxi-cidad aguda o crónica. Se debe ensayar con un mínimo de dos especies animales, y la más sensible se toma como base para la cantidad adecuada del aditivo. A esa cantidad se le divide entre 100 (para mayor seguridad) para establecer la IDMT.

Una vez establecida, se deben revisar todos los alimentos en los que se propone el uso del aditivo, y se hace una estimación de la cantidad máxima del aditivo que se puede ingerir. De acuerdo con esta información se puede restringir el uso a ciertos alimentos solamente, como por ejemplo cuando se ex cluyen los sulfitos de las carnes, o se pueden ampliar a fin de incluir más alimentos.

Desafortunadamente, aun con toda esta experimentación cuantitativa es extremadamente difícil determinar niveles seguros de aditivos, porque la mayor parte de los datos toxicológicos procede de ensayos con animales. Con frecuencia, los resultados no son iguales que con los humanos; las sustancias químicas tóxicas para una especie pueden no ser tanto para los humanos, o viceversa.

Los niños aumentan la complejidad del problema. No se pueden considerar sólo co-mo adultos pequeños. Un niño tiene mucha mayor demanda de energía, por kilogramo, que un adulto. Muchas veces, los mecanismos de defensa de los niños son muy distintos a los de los adultos.

Los saborizantes son los aditivos de alimentos que más se usan. Hay entre 1100 y 1400 saborizantes, naturales y sintéticos. Es verdaderamente titánica la tarea de determinar los efectos de esos aditivos. Los saborizantes son mezclas complejas de sustancias que se emplean en cantidades muy pequeñas, y eso hace que su análisis sea difícil. También se debe vigilar el empleo de los saborizantes naturales y sintéticos. El químico se basa en técnicas de análisis cuantitativo, como la cromatografía gas-líquido, para se-parar e identificar los componentes de esas mezclas. Es posible determinar compuestos en concentraciones tan bajas como 10 μg/kg (10 partes por mil millones).

Ejemplo 7.15

$$O: \frac{64.00\ \text{g de O}}{174.3\ \text{g de } K_2SO_4} \times 100 = 36.72\%\ O$$

$$99.98\%\ \text{total}$$

Práctica 7.6
Práctica 7.7

Práctica 7.6
Calcula la composición porcentual del $Ca(NO_3)_2$.

Práctica 7.7
Calcula la composición porcentual del K_2CrO_4.

Composición porcentual a partir de datos experimentales

La composición porcentual se puede calcular a partir de datos experimentales, sin conocer la fórmula de un compuesto.

Paso 1 Calcular la masa del compuesto formado.
Paso 2 Dividir la masa de cada elemento entre la masa total del compuesto, y multiplicar el resultado por 100.

Ejemplo 7.16

Al calentarlo en el aire, 1.63 g de zinc, Zn, se combinan con 0.40 g de oxígeno, O_2, para formar óxido de zinc. Calcular la composición porcentual de la sustancia que se forma.

Solución

Paso 1 Primero, calculamos la masa total del compuesto que se forma.

1.63 g Zn
0.40 g O_2
2.03 g = masa total del producto

Paso 2 Dividimos la masa de cada elemento entre la masa total (2.03 g) y multiplicamos el resultado por 100.

$$\frac{1.63\ \text{g}}{2.03\ \text{g}} \times 100 = 80.3\%\ Zn \qquad \frac{0.40\ \text{g}}{2.03\ \text{g}} \times 100 = 19.7\%\ Zn$$

$$100.0\%\ \text{total}$$

El compuesto que se forma contiene 80.3% de Zn y 19.7% de O.

Práctica 7.8

Al hacer reaccionar 13.43 g de aluminio con 53.18 g de cloro se forma cloruro de aluminio. ¿Cuál es la composición porcentual del cloruro de aluminio?

7.4 Fórmula empírica y fórmula molecular

fórmula empírica

fórmula molecular

La **fórmula empírica,** o *fórmula más simple*, expresa la relación mínima de números enteros de átomos presentes en un compuesto. Esta fórmula proporciona el número relativo de átomos de cada elemento en un compuesto.

La **fórmula molecular** es la fórmula verdadera y representa la cantidad total de átomos de cada elemento que hay en una molécula de un compuesto. Puede suceder que dos o más sustancias tengan la misma composición porcentual, pero sean compuestos muy diferentes. Por ejemplo, el acetileno, C_2H_2, es un gas que se emplea para soldar y el benceno, C_6H_6, es un solvente importante que se obtiene a partir del alquitrán de hulla y que se emplea en la síntesis del estireno y del nylon. Tanto el acetileno como el benceno contienen 92.3% de C y 7.7% de H. La relación mínima de C y H que corresponde a esos porcentajes es CH, o 1 a 1. Por consiguiente, la fórmula empírica del acetileno y del benceno es CH, aun cuando se sabe que las fórmulas moleculares son C_2H_2 y C_6H_6, respectivamente. Muchas veces, la fórmula molecular es igual a la fórmula empírica. Si no es igual, será un múltiplo entero de la fórmula empírica. Por ejemplo,

CH = fórmula empírica

$(CH)_2 = C_2H_2$ = acetileno (fórmula molecular)

$(CH)_6 = C_6H_6$ = benceno (fórmula molecular)

En la tabla 7.1 se proporciona el resumen de los datos referentes a estas fórmulas de CH. En la tabla 7.2, mostramos las relaciones de fórmula empírica y fórmula molecular de otros compuestos.

TABLA 7.1 Fórmulas moleculares de dos sustancias cuya fórmula empírica tiene la relación de átomos de carbono a átomos de hidrógeno igual a 1:1

	Composición		
Fórmula	**%C**	**%H**	**Masa molar**
CH (empírica)	92.3	7.7	13.02 (empírica)
C_2H_2 (acetileno)	92.3	7.7	26.04 (2 x 13.02)
C_6H_6 (benceno)	92.3	7.7	78.12 (6 x 13.02)

TABLA 7.2 Algunas fórmulas empíricas y moleculares

Compuesto	Fórmula empírica	Fórmula molecular	Compuesto	Fórmula empírica	Fórmula molecular
Acetileno	CH	C_2H_2	Diborano	BH_3	B_2H_6
Benceno	CH	C_6H_6	Hidrazina	NH_2	N_2H_4
Etileno	CH_2	C_2H_4	Hidrógeno	H	H_2
Formaldehído	CH_2O	CH_2O	Cloro	Cl	Cl_2
Ácido acético	CH_2O	$C_2H_4O_2$	Bromo	Br	Br_2
Glucosa	CH_2O	$C_6H_{12}O_6$	Oxígeno	O	O_2
Cloruro de hidrógeno	HCl	HCl	Nitrógeno	N	N_2
Dióxido de carbono	CO_2	CO_2			

7.5 Cálculo de las fórmulas empíricas

Una fórmula empírica se puede establecer porque 1) los átomos individuales en un compuesto se combinan en relaciones enteras y 2) cada elemento tiene una masa atómica específica.

Para calcular la fórmula empírica necesitamos conocer 1) los elementos que se combinan, 2) sus masas atómicas, y 3) la relación gravimétrica (en masa) o porcentaje en el que se combinan. Si los elementos *A* y *B* forman un compuesto, podemos representar la fórmula empírica com A_x o B_y, donde *x* y *y* son enteros pequeños que representan a las cantidades de átomos *A* y *B*. Para escribir la fórmula empírica debemos calcular *x* y *y*. Para hacerlo necesitamos seguir los tres o cuatro pasos siguientes.

Paso 1 Suponer una cantidad inicial definida del compuesto, que por lo general es de 100.0 g, cuando no se proporciona y expresar la masa de cada elemento en gramos.

Paso 2 Convertir los gramos de cada elemento en moles, con la masa molar de cada uno. Esta conversión da como resultado la cantidad de moles de átomos de cada elemento en la cantidad supuesta en el paso 1. Al llegar a este punto, esas cantidades, no serán por lo general, números enteros.

Paso 3 Dividir cada uno de los valores obtenidos en el paso 2, entre el menor de ellos. Si los números obtenidos mediante este procedimiento son enteros, usarlos como subíndices al escribir la fórmula empírica. Si los números obtenidos no son enteros, proseguir con el paso 4.

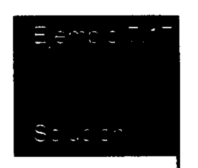
Algunas fracciones comunes y sus decimales equivalentes son

$^1/_4 = 0.25$
$^1/_3 = 0.333...$
$^2/_3 = 0.666...$
$^1/_2 = 0.5$
$^3/_4 = 0.75$

Para obtener un número entero multiplica el decimal equivalente por el número que está en el denominador: 4(0.75) = 3.

Paso 4 Multiplicar los valores obtenidos en el paso 3 por el número más pequeño que los convierta en números enteros. Usar esos números enteros como subíndices en la fórmula empírica. Por ejemplo, si la relación de *A* a *B* es 1.0:1.5, multiplicamos ambos números por 2 para obtener una relación de 2:3. En ese caso, la fórmula empírica es A_2B_3.

En muchos de estos cálculos, los resultados varían un poco y no se obtienen números enteros exactos. Esto se puede deber a errores experimentales al obtener los datos, o bien al redondeo de los números. Los cálculos que no varían más de ±0.1 de un entero se pueden redondear al entero más cercano. Las desviaciones mayores que 0.1 unidad, casi siempre indican que se debe multiplicar las relaciones calculadas por un factor que las convierta todas en números enteros. Por ejemplo, una relación atómica de 1:1.33 se debe multiplicar por 3 para obtener la relación 3:4.



Calcula la fórmula empírica de un compuesto formado por 11.19% de hidrógeno, H y 88.79% de oxígeno, O.

Paso 1 Expresa cada elemento en gramos. Si suponemos que hay 100.00 g de la sustancia, entonces el porcentaje de cada elemento es igual a los gramos del elemento en 100.00 g, y se puede omitir el signo de porcentaje.

H = 11.19 g
O = 88.79 g

Ejemplo 7.17

Paso 2 Convertimos los gramos de cada elemento en moles:

$$H: 11.19\,\cancel{g\,H} \times \frac{1 \text{ mol átomos H}}{1.008\,\cancel{g\,H}} = 11.10 \text{ mol de átomos H.}$$

$$O: 88.79\,\cancel{g\,O} \times \frac{1 \text{ mol átomos O}}{16.00\,\cancel{g\,O}} = 5.549 \text{ mol de átomos O.}$$

La fórmula se puede expresar como $H_{11.10}O_{5.549}$. Sin embargo, se acostumbra usar la relación entera mínima de átomos. En el paso 3, calcularemos esa relación.

Paso 3 Convertimos estos números a números enteros, dividiéndolos entre el número menor.

$$H = \frac{11.10 \text{ mol}}{5.549 \text{ mol}} = 2.000 \qquad O = \frac{5.549 \text{ mol}}{5.549 \text{ mol}} = 1.000$$

En este paso, la relación de átomos no ha cambiado, porque dividimos la cantidad de moles de cada elemento entre el mismo número.

La relación más simple de H a O es 2:1.
Fórmula empírica: H_2O

Ejemplo 7.18

El análisis de una sal indica que contiene 56.58% de potasio, K, 8.68% de carbono y 34.73% de oxígeno, O. Calcula la fórmula empírica de esta sustancia.

Solución

Pasos 1 y 2 Después de cambiar el porcentaje de cada elemento a gramos, calculamos el número relativo de moles de cada elemento multiplicando por el factor adecuado de mol/masa molar:

$$K: 56.58\,\cancel{g\,K} \times \frac{1 \text{ mol de átomos K}}{39.10\,\cancel{g\,K}} = 1.447 \text{ mol de átomos K}$$

$$C: 8.68\,\cancel{g\,C} \times \frac{1 \text{ mol de átomos C}}{12.01\,\cancel{g\,C}} = 0.723 \text{ mol de átomos C}$$

$$O: 34.73\,\cancel{g\,O} \times \frac{1 \text{ mol de átomos O}}{16.00\,\cancel{g\,O}} = 2.171 \text{ mol de átomos O}$$

Paso 3 Dividimos cada número de moles entre el valor menor:

$$K = \frac{1.447 \text{ mol}}{0.723 \text{ mol}} = 2.00$$

$$C = \frac{0.723 \text{ mol}}{0.723 \text{ mol}} = 1.00$$

$$O = \frac{2.171 \text{ mol}}{0.723 \text{ mol}} = 3.00$$

La relación más simple de K:C:O es 2:1:3.
Fórmula empírica = K_2CO_3

Ejemplo 7.19

Un sulfuro de hierro se forma combinando 2.233 g de hierro, Fe, con 1.926 g de azufre, S. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?

Solución

Pasos 1 y 2 En este caso, se dan los gramos de cada elemento, así que los usaremos directamente en nuestros cálculos. Calcularemos la cantidad relativa de moles de cada elemento, multiplicando los gramos del mismo por el factor mol/masa molar adecuado:

$$\text{Fe: } 2.233 \not{\text{g Fe}} \times \frac{1 \text{ mol de átomos Fe}}{55.85 \not{\text{g Fe}}} = 0.03998 \text{ mol de átomos de Fe}$$

$$\text{S: } 1.926 \not{\text{g S}} \times \frac{1 \text{ mol de átomos S}}{32.06 \not{\text{g S}}} = 0.06007 \text{ mol de átomos}$$

Paso 3 Dividimos cada número de moles entre el menor de los dos:

$$\text{Fe} = \frac{0.03998 \text{ mol}}{0.03998 \text{ mol}} = 1.000 \qquad \text{S} = \frac{0.06007 \text{ mol}}{0.03998 \text{ mol}} = 1.503$$

Paso 4 Todavía no llegamos a una relación que produzca una fórmula con cantidades enteras de átomos, por lo que debemos duplicar cada valor para obtener una relación de 2.000 átomos de Fe a 3.000 átomos de S. Al duplicar los dos valores, la relación de los átomos de Fe y S no cambia.

Fe: $1.000 \times 2 = 2.000$
S: $1.503 \times 2 = 3.006$

Fórmula empírica: Fe_2S_3

Práctica 7.9
Práctica 7.10

Práctica 7.9
Determina la fórmula empírica de un compuesto que contiene 53.33% de C, 11.11% de H y 35.53% de O.

Práctica 7.10
Determina la fórmula empírica de un compuesto que contiene 43.7% de fósforo y 56.3% de O, en masa.

7.6 Cálculo de la fórmula molecular a partir de la fórmula empírica

Además de los datos para calcular la fórmula empírica, la fórmula molecular se puede calcular a partir de la fórmula empírica cuando se conoce la masa molar. La fórmula molecular, como se dijo en la sección 7.4, será igual a algún múltiplo de la fórmula empírica. Por ejemplo, si la fórmula empírica de un compuesto de hidrógeno y fúor es HF, la fórmula molecular se puede expresar en la forma $(HF)n$, siendo $n = 1, 2, 3, 4, ...$ Esta n quiere decir que la fórmula molecular podría ser HF, H_2F_2, H_3F_3, H_4F_4 y así sucesivamente. Para determinar la fórmula molecular debemos evaluar a n.

$$n = \frac{\text{masa molar}}{\text{masa de la fórmula empírica}} = \text{cantidad de unidades de fórmula empírica}$$

Lo que en realidad calculamos es la cantidad de unidades de la fórmula empírica que contiene la fórmula molecular.

Ejemplo 7.20

Despues de analizar un compuesto de oxígeno y nitrógeno cuya masa molar es de 92.00 g se encontró que tiene la fórmula empírica NO_2. ¿Cuál es la fórmula molecular?

Solución

Sea n la cantidad de unidades de NO_2 en una molécula; entonces, la fórmula molecular es $(NO_2)n$. Cada unidad de NO_2 tiene una masa igual a [14.01 g + (2 x 16.00 g)], que son 46.01 g. La masa molar de $(NO_2)n$ es 92.00 g, y entonces la cantidad de unidades de 46.01 g en 92.00 g es 2:

$$n = \frac{92.00 \text{ g}}{46.01 \text{ g}} = 2 \quad \text{(unidades de fórmula empírica)}$$

La fórmula molecular es $(NO_2)_2$, o N_2O_4.

Ejemplo 7.21

El propileno es un hidrocarburo cuya masa molar es de 42.00 g y contiene 14.3% de H y 85.7% de C. ¿Cuál es su fórmula molecular?

Solución

Primero determinaremos la fórmula empírica:

$$\text{C:} \quad 85.7 \cancel{\text{g C}} \times \frac{1 \text{ mol de átomos C}}{12.01 \cancel{\text{g C}}} = 7.14 \text{ mol de átomos C}$$

$$\text{H:} \quad 14.3 \cancel{\text{g H}} \times \frac{1 \text{ mol de átomos H}}{1.008 \cancel{\text{g H}}} = 14.2 \text{ mol de átomos H}$$

Dividimos cada valor por el menor de ellos:

$$C = \frac{7.14 \text{ mol}}{7.14 \text{ mol}} = 1.00$$

$$H = \frac{14.2 \text{ mol}}{7.14 \text{ mol}} = 1.99$$

Fórmula empírica: CH_2

A continuación, determinamos la fórmula molecular a partir de la fórmula empírica y la masa molar:

Fórmula molecular: $(CH_2)n$
Masa molar: 42.00 g.

Cada unidad de CH_2 tiene una masa igual a (12.01 g + 2.016 g), o sea 14.03 g. La cantidad de unidades de CH_2 en 42.00 g es 3:

$$n = \frac{42.00 \text{ g}}{14.03 \text{ g}} = 3 \quad \text{(unidades de fórmula empírica)}$$

La fórmula molecular es $(CH_2)_3$, o sea C_3H_6.

Práctica 7.11

Determina las fórmulas empírica y molecular de un compuesto que contiene 80.0% de C, 20.0% de H y cuya masa molar es de 30.00 g.

Repaso de conceptos

1. Explica el significado de mol.
2. Describe la relación entre una mol y el número de Avogadro.
3. Convierte gramos, átomos, moléculas y masas molares a moles y viceversa.
4. Calcula la masa molar de un compuesto a partir de su fórmula.
5. Calcula la composición porcentual de un compuesto a partir de su fórmula.
6. Calcula la composición porcentual de un compuesto a partir de datos experimentales.
7. Explica la relación entre la fórmula empírica y la fórmula molecular de un compuesto.
8. Determina la fórmula empírica de una sustancia a partir de su composición porcentual.
9. Determina la fórmula molecular de un compuesto a partir de su composición porcentual y su masa molar.

Palabras clave

Los términos que se citan a continuación se definieron a lo largo de este capítulo. Después de cada uno aparece el número de sección donde se explica. En el glosario encontrarás definiciones más detalladas.

composición porcentual de un compuesto (7.3)
fórmula empírica (7.4)
fórmula molecular (7.4)
masa molar (7.1)
mol (7.1)
número de Avogadro (7.1)
unidad fórmula (7.1)

Preguntas

Las preguntas se refieren a las tablas, figuras, palabras clave y conceptos que se definieron en el capítulo. Las preguntas o ejercicios más difíciles se indican con un asterisco.

1. ¿Qué es una mol?
2. ¿Qué tiene mayor masa: una mol de átomos de K o una de átomos de Au?
3. ¿Qué contiene más átomos: una mol de átomos de K o una de átomos de Au?
4. ¿Qué contiene más electrones: una mol de átomos de K o una de átomos de Au?

*5. Si la escala de masas atómicas se hubiera definido de otro modo, con 50 uma para un átomo de $^{12}_{6}C$, ¿tendría esto efecto sobre el valor del número de Avogadro? Explica tu respuesta.

6. ¿Cuál es el valor numérico del número de Avogadro?
7. ¿Cuál es la relación entre el número de Avogadro y la mol?
8. Llena los espacios en blanco, con la cantidad adecuada que complete la afirmación.

a) Una mol de átomos de O contiene ____________ átomos.
b) Una mol de moléculas de O_2 contiene _______ moléculas.
c) Una mol de moléculas de O_2 contiene _________ átomos.
d) Una mol de átomos de O tiene _________ gramos de masa.
e) Una mol de moléculas de O_2 tiene ______ gramos de masa.

9. ¿Cuántas moléculas hay en una masa molar de ácido sulfúrico (H_2SO_4)? ¿Cuántos átomos hay en ella?

10. Para determinar la fórmula empírica de una sustancia a partir de su composición porcentual, ¿por qué acostumbramos comenzar con 100.0 g de la sustancia?

11. Cita cuatro características de aditivos para alimentos.

12. Explica cómo se determina la ingestión diaria máxima tolerable de un aditivo.

13. ¿Por qué es difícil determinar las dosis seguras de aditivos en alimentos?

14. ¿Cuál es la diferencia entre una fórmula empírica y una fórmula molecular?

15. ¿Cuáles de las afirmaciones de abajo son correctas? Vuelve a redactar las incorrectas para que sean válidas.
   a) Una masa atómica de cualquier elemento contiene 6.022×10^{23} átomos.
   b) La masa de un átomo de Cl es de $\frac{35.45 \text{ g}}{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos}}$
   c) Una mol de átomos de Mg, 24.31, g, contiene la misma cantidad de átomos que una mol de átomos de Na, 22.99 g.
   d) Una mol de átomos de bromo contiene 6.022×10^{23} átomos de bromo.
   e) Una mol de moléculas de Cl_2 contiene 6.022×10^{23} átomos de Cl.
   f) Una mol de átomos de Al tiene la misma masa que una mol de átomos de estaño (Sn).
   g) Una mol de H_2O contiene 6.022×10^{23} átomos.
   h) Una mol de moléculas de H_2 contiene 1.204×10^{24} electrones.

16. ¿Cuáles de las afirmaciones siguientes son correctas? Vuelve a redactar las incorrectas para que sean válidas.
   a) Una mol de Na y una mol de NaCl contienen la misma cantidad de átomos de Na.
   b) Una mol de nitrógeno gaseoso (N_2) tiene 14.01 g de masa.
   c) El porcentaje de oxígeno es mayor en el K_2CrO_4 que en el Na_2CrO_4.
   d) La cantidad de átomos de Cr es igual en una mol de K_2CrO_4 que en una mol de Na_2CrO_4.
   e) El K_2CrO_4 y el Na_2CrO_4 contienen, ambos, el mismo porcentaje gravimétrico de Cr.
   f) Una masa molar de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) contiene 1 mol de moléculas de sacarosa.
   g) Dos moles de ácido nítrico (HNO_3) contienen 6 moles de átomos de O.
   h) La fórmula empírica de la sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) es CH_2O.
   i) Si un hidrocarburo tiene 280 de masa molar y su fórmula empírica es CH_2, su fórmula molecular es $C_{22}H_{44}$.
   j) Con frecuencia se llama fórmula más simple a la fórmula empírica.
   k) La fórmula empírica de un compuesto expresa la relación mínima entera de átomos presentes en el compuesto.
   l) Si la fórmula molecular y la fórmula empírica de un compuesto no son iguales, la fórmula empírica es un múltiplo entero de la fórmula molecular.
   m) La fórmula empírica del benceno (C_6H_6) es CH.
   n) Un compuesto cuya fórmula empírica es CH_2O y cuya masa molar es 60 tiene la fórmula molecular $C_3H_6O_3$.

Ejercicios relacionados

Los siguientes ejercicios están relacionados uno a uno. A cada ejercicio con número impar sigue uno semejante con número par. Las respuestas a los ejercicios con número par aparecen en el apéndice V.

Masas molares

17. Calcula las masas molares de los compuestos siguientes:
   a) KBr
   b) Na_2SO_4
   c) $Pb(NO_3)_2$
   d) C_2H_5OH
   e) $HC_2H_3O_2$
   f) Fe_3O_4
   g) $C_{12}H_{22}O_{11}$
   h) $Al(SO_4)_3$
   i) $(NH_4)_2HPO_4$

18. Calcula las masas molares de los compuestos siguientes:
   a) NaOH
   b) Ag_2CO_3
   c) Cr_2O_3
   d) $(NH_4)_2CO_3$
   e) $Mg(HCO_3)_2$
   f) C_6H_5COOH
   g) $C_6H_{12}O_6$
   h) $K_4Fe(CN)_6$
   i) $BaCl_2 \cdot 2H_2O$

Las moles y el número de Avogadro

19. ¿Cuántas moles de átomos hay en lo siguiente?
a) 22.5 g Zn
b) 0.688 g Mg
c) 4.5×10^{22} átomos Cu
d) 382 g Co
e) 0.055 g Sn
f) 8.5×10^{24} moléculas N_2

20. ¿Cuántas moles están contenidos en lo siguiente?
a) 25.0 g NaOH
b) 44.0 g Br_2
c) 0.684 g $MgCl_2$
d) 14.8 g CH_3OH
e) 2.88 g Na_2SO_4
f) 4.20 lb ZnI_2

21. Calcula la cantidad de gramos en cada porción siguiente:
a) 0.550 g mol Au
b) 15.8 g mol H_2O
c) 12.5 mol Cl_2
d) 3.15 mol NH_4NO_3

22. Calcula la cantidad de gramos en cada porción siguiente:
a) 4.25×10^{-4} mol H_2SO_4
b) 4.5×10^{22} moléculas CCl_4
c) 0.00255 mol Ti
d) 1.5×10^{16} átomos S

23. ¿Cuántas moléculas hay en cada una de las muestras siguientes?
a) 1.26 mol O_2
b) 0.56 mol C_6H_6
c) 16.0 g CH_4
d) 1000. g HCl

24. ¿Cuántas moléculas hay en cada una de las muestras siguientes?
a) 1.75 mol Cl_2
b) 0.27 mol C_2H_6O
c) 12.0 g CO_2
d) 100. g CH_4

25. Calcula la masa, en gramos, de lo que se especifica a continuación:
a) 1 átomo de Pb
b) 1 átomo de Ag
c) 1 molécula de H_2O
d) 1 molécula de $C_3H_5(NO_3)_3$

26. Calcula la masa, en gramos, de lo que se describe a continuación:
a) 1 átomo de Au
b) 1 átomo de U
c) 1 molécula de NH_3
d) 1 molécula de $C_6H_4(NH_2)_2$

27. Efectúa las conversiones siguientes:
a) 8.66 mol de Cu a gramos de Cu
b) 125 mol de Au a kilogramos de Au
c) 10 átomos de C a moles de C
d) 5000 moléculas de CO_2 a moles CO_2

28. Efectúa las conversiones siguientes:
a) 28.4 g de S a moles de S
b) 2.50 kg de NaCl a moles NaCl
c) 42.4 g de Mg a átomos de Mg
d) 485 mL de Br_2 ($d = 3.12$ g/mL) a moles de Br_2

29. 1 mol de disulfuro de carbono contiene, exactamente,
a) ¿cuántas moléculas de disulfuro de carbono?
b) ¿cuántos átomos de carbono?
c) ¿cuántos átomos de azufre?
d) ¿cuántos átomos de todos los tipos?

30. Una mol de amoniaco contiene
a) ¿cuántas moléculas de amoniaco?
b) ¿cuántos átomos de nitrógeno?
c) cuántos átomos de hidrógeno?
d) cuántos átomos de todos los tipos?

31. ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en cada muestra siguiente?
a) 16.0 g de O_2
b) 0.622 mol de MgO
c) 6.00×10^{22} moléculas de $C_6H_{12}O_6$

32. ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en cada muestra siguiente?
a) 5.0 mol de MnO_2
b) 255 g de $MgCO_3$
c) 5.0×10^{18}moléculas de H_2O

33. Calcula la cantidad de gramos de
a) plata en 25.0 g de AgBr
b) nitrógeno en 6.34 mol de $(NH_4)_3PO_4$
c) oxígeno en 8.45×10^{22} moléculas de SO_3

34. Calcula la cantidad de gramos de
a) cloro en 5.0 g de $PbCl_2$
b) hidrógeno en 4.50 mol de H_2SO_4
c) yodo en 5.45×10^{22} moléculas de CaI_2

Composición porcentual

35. Calcula la composición gravimétrica porcentual de los compuestos siguientes:
a) NaBr
b) $KHCO_3$
c) $FeCl_3$
d) $SiCl_4$
e) $Al_2(SO_4)_3$
f) $AgNO_3$

36. Calcula la composición porcentual de los compuestos siguientes:
a) $ZnCl_2$
b)) $NH_4C_2H_3O_2$
c) MgP_2O_7
d) $(NH_4)_2SO_4$
e) $Fe(NO_3)_3$
f) ICl_3

37. Calcula el porcentaje de hierro en los compuestos siguientes:
a) FeO
b) Fe_2O_3
c) Fe_2O_3
d) $K_4Fe(CN)_6$

38. ¿Cuál de los siguientes cloruros tiene el porcentaje gravimétrico máximo de cloro, y cuál el mínimo?
a) KCl
b) $BaCl_2$
c) $SiCl_4$
d) LiCl

39. Se hizo reaccionar una muestra de 6.20 g de fósforo con oxígeno y se formó un óxido con 14.20 g de masa. Calcula la composición porcentual de esa sustancia.

40. Se analizó una muestra de cloruro de etileno y su contenido fue de 6.00 g de C, 1.00 g de H y 17.75 g de Cl. Calcula la composición porcentual del cloruro de etileno.

41. Contesta lo siguiente anlizando las fórmulas. Si quieres, comprueba tus respuestas con cálculos. ¿Qué compuesto tiene el
a) mayor porcentaje gravimétrico de hidrógeno, H_2O o H_2O_2?
b) menor porcentaje gravimétrico de nitrógeno, NO o N_2O_3?
c) mayor porcentaje gravimétrico de oxígeno, NO_2 o N_2O_4?

42. Contesta lo siguiente anlizando las fórmulas. Si quieres, comprueba tus respuestas con cálculos. ¿Qué compuesto tiene el
a) menor porcentaje gravimétrico de cloro, $NaClO_3$ o $KClO_3$?
b) mayor porcentaje gravimétrico de azufre, $KHSO_4$ o K_2SO_4?
c) menor porcentaje gravimétrico de cromo, Na_2CrO_4 o $Na_2Cr_2O_7$?

Fórmulas empíricas y moleculares

43. Calcula la fórmula empírica de cada sustancia, a partir de las composiciones siguientes:
a) 63.6% N, 36.4% O
b) 46.7% N, 53.3% O
c) 25.9% N, 74.1% O
d) 43.4% Na, 11.3% C, 45.3% O
e) 18.8% Na, 29.0% Cl, 52.3% O
f) 72.02% Mn, 27.98% O

44. Calcula la fórmula empírica de cada sustancia, a partir de las composiciones siguientes:
a) 64.1% Cu, 35.9% Cl
b) 47.2% Cu, 52.8% Cl
c) 51.9% Cr, 48.1% S
d) 55.3% K, 14.6% P, 30.1% O

45. Se oxidó una muestra de estaño, de 3.996 g de masa y se vio que se combinaba con 1.077 g de oxígeno. Calcula la fórmula empírica de este óxido de estaño.

46. Una muestra de 3.054 g de vanadio (V) se combinó con oxígeno para formar 5.454 g de producto. Calcula la fórmula empírica de este compuesto.

47. La hidroquinona es un compuesto orgánico que se usa mucho como revelador en fotografía. Su masa molar es 110.1 g/mol y su composición es 65.45% de C, 5.45% de H y 29.09% de O. Calcula la fórmula molecular de la hidroquinona.

48. La fructosa es un azúcar natural muy dulce, presente en la miel, las frutas y los jugos de fruta. Su masa molar es de 180.1 g/mol y su composición es: 40.0% de C, 6.7% de H y 53.3% de O. Calcula la fórmula molecular de la fructosa.

Ejercicios adicionales

Estos ejercicios no están relacionados ni agrupados por temas; son para que adquieras más práctica en la aplicación de los conceptos que se describieron en este capítulo.

49. El fósforo blanco es una de las formas en que se presenta el elemento fósforo y es un sólido céreo formado por moléculas de P_4. ¿Cuántos átomos hay en 0.350 mol de P_4?

50. ¿Cuántos gramos de sodio tienen la misma cantidad de átomos que 10.0 g de potasio?

51. Se encontró que un átomo de un elemento desconocido tiene 1.79×10^{-23} g de masa. ¿Cuál es la masa molar de ese elemento?

***52.** Si un paquete de 500 hojas de papel miden 4.60 cm de espesor, ¿cuál será el espesor, en metros, de una pila con el número de Avogadro de hojas de papel?

53. En la Tierra hay, aproximadamente, cinco mil millones de personas (5.0×10^9). Si se distribuyera por igual entre ellas 1 mol de dólares, ¿cuántos dólares recibiría cada persona?

***54.** Si 20. gotas de agua equivalen a 1.0 mL (1.0 cm^3),
a) ¿cuántas gotas de agua hay en una milla cúbica de agua?
b) ¿cuál sería el volumen de una mol de gotas de agua, en millas cúbicas?

***55.** La densidad de la plata es de 10.5 g/cm^3. Si 1.00 mol de plata tuviera la forma de un cubo,
a) ¿cuál sería el volumen del cubo?
b) ¿cuál sería la longitud de uno de sus lados?

***56.** Una solución de ácido sulfúrico contiene 65.0% en masa de H_2SO_4 y su densidad es de 1.55 g/mL. ¿Cuántas moles del ácido hay en 1.00 L de la solución?

***57.** Una solución de ácido nítrico contiene 72.0% en masa de HNO_3, y su densidad es de 1.42 g/ml. ¿Cuántas moles de HNO_3 hay en 100. mL de la solución?

58. Se tienen muestras de 1.00 g de cada una de las siguientes sustancias: CO_2, O_2, H_2O y CH_3OH.
a) ¿cuál muestra tiene la mayor cantidad de moléculas?
b) ¿cuál muestra contiene la mayor cantidad de átomos?
Indica la comprobación de tus respuestas.

59. ¿Cuántos gramos de Fe_2S_3 contienen una cantidad total de átomos igual al número de Avogadro?

60. ¿Cuántos gramos de litio se combinan con 20.0 g de azufre para formar el compuesto Li_2S?

61. Calcula el porcentaje de
a) mercurio en $HgCO_3$
b) oxígeno en $Ca(ClO_3)_2$
c) nitrógeno en $C_{10}H_{14}N_2$ (nicotina)
d) Mg en $C_{55}H_{72}MgN_4O_5$ (clorofila)

62. El zinc y el azufre reaccionan y forman sulfuro de zinc, ZnS. Si mezclamos 19.5 g de zinc con 9.40 g de azufre, ¿habremos agregado el azufre suficiente para reaccionar totalmente con el zinc? Comprueba tu respuesta.

63. Sabemos bien que la aspirina es un analgésico (alivia el dolor) y antipirético (baja la fiebre). Su masa molar es de 180.2 g/mol, y su composición es 60.0% de C, 4.48% de H y 35.5% de O. Calcula la fórmula molecular de la aspirina.

64. ¿Cuántos gramos de oxígeno hay en 8.50 g de $Al_2(SO_4)_3$?

65. El arseniuro de galio es uno de los materiales más recientes que se usan en la fabricación de chips semiconductores para supercomputadoras. Su composición es 48.2% de Ga y 51.8% de As. ¿Cuál es su fórmula empírica?

66. A continuación hay una lista de composiciones de cuatro sustancias distintas, formadas por carbono y cloro. Determina la fórmula empírica y la fórmula molecular de cada una.

Por ciento de C	Por ciento de Cl	Masa molar (g)
a) 7.79	92.21	153.8
b) 10.13	89.87	236.7
c) 25.26	74.74	284.8
d) 11.25	88.75	319.6

67. ¿Cuántos años hay en una mol de segundos?

68. La masa de una moneda es de 2.5 g. Si suponemos que es de cobre puro, ¿cuántos átomos de cobre contiene?

69. ¿Cuál sería la masa, en gramos, de mil billones de moléculas de glicerina, $C_3H_8O_3$?

70. Si suponemos que en la Tierra hay 5.0 mil millones de personas, ¿cuántas moles de personas hay?

71. Un catalizador experimental, empleado en la fabricación de polímeros, tiene la composición siguiente: Co, 23.3%; Mo, 25.3% y Cl, 51.4%. ¿Cuál es la fórmula empírica del catalizador?

72. Si un alumno pesa 18 g de aluminio y necesita el doble de átomos de magnesio que los que hay en el aluminio, ¿cuántos gramos de Mg debe pesar?

***73.** Si 10.0 g de una sustancia desconocida formada por carbono, hidrógeno y nitrógeno contiene 17.7% de N y 3.8×10^{23} átomos de hidrógeno, ¿cuál es su fórmula empírica?

74. Una sustancia cuya fórmula es A_2O (A es un elemento misterioso) tiene 60.0% de A y 40.0% de O. ¿Cuál es el elemento A?

75. Indica la fórmula empírica de las sustancias siguientes, cuya fórmula molecular aparece a la izquierda.

a) $C_6H_{12}O_6$	glucosa
b) C_8H_{18}	octano
c) $C_3H_6O_3$	ácido láctico
d) $C_{25}H_{52}$	parafina
e) $C_{12}H_4Cl_4O_2$	dioxina (potente veneno)

Respuestas a los ejercicios de práctica

7.1 10.0 g de helio
7.2 1.5×10^{22} átomos
7.3 101.1 g KNO_3
7.4 21.3 g Na_2SO_4
7.5 3.751 mol $AlCl_3$
7.6 24.42% Ca; 17.07% N; 58.50% O
7.7 40.27% K; 26.78% Cr; 32.96% O
7.8 20.16% Al; 79.84% Cl
7.9 C_2H_5O
7.10 P_2O_5
7.11 La fórmula empírica es CH_3; la fórmula molecular es C_2H_6.

Capítulo 8

Ecuaciones químicas



La reacción de aluminotermia, o *termita*, se produce entre aluminio elemental y óxido de hierro. Esa reacción produce tanta energía, que el hierro que se produce se funde. Se usa para soldar rieles de ferrocarril.

En el mundo moderno, dedicamos gran parte de nuestra energía a expresar la información en forma concisa y útil. Desde nuestra primera infancia, se nos enseñó a traducir ideas y deseos en lenguaje hablado. En matemáticas, aprendimos a traducir relaciones y casos numéricos en expresiones y ecuaciones matemáticas. Un historiador traduce mil años de historia en un texto de 500 páginas. Una secretaria traduce toda una carta o documento en unas cuantas líneas en taquigrafía. Un cineasta traduce todo un evento, como los Juegos Olímpicos, en varias horas de entretenimiento.

Y así sucede en la química. Un químico utiliza ecuaciones químicas para traducir las reacciones que observa en el laboratorio o en la naturaleza. Las ecuaciones químicas nos proporcionan los medios necesarios para 1) resumir la reacción, 2) mostrar las sustancias que reaccionan, 3) mostrar los productos y 4) indicar las cantidades de todas las sustancias que intervienen en la reacción.

8.1 Ecuaciones químicas

En una reacción química, a las sustancias iniciales que intervienen en la reacción se les llama *reactivos,* y a las sustancias formadas se les llama *productos.* Durante la reacción, los átomos, moléculas o iones interactúan y se reacomodan para formar los productos. En este proceso se rompen enlaces químicos y se forman otros. Los reactivos y los productos pueden estar en estado sólido, líquido o gaseoso, o en solución.

ecuación química

Una **ecuación química** es una expresión taquigráfica que representa a un cambio o reacción química. En una ecuación química se emplean los símbolos y fórmulas químicas

de los reactivos y los productos, así como otras entidades simbólicas, para representar el cambio. Las ecuaciones se escriben de acuerdo con el formato general siguiente:

1. Los reactivos se separan de los productos mediante una flecha (→) que indica la dirección de la reacción. Los reactivos se escriben a la izquierda y los productos a la derecha de la flecha. Cuando es necesario, se coloca un signo más (+) entre los reactivos y los productos.
2. Los coeficientes (números enteros) se escriben antes de las sustancias (por ejemplo, $2H_2O$), para balancear la ecuación y para indicar la cantidad de unidades (átomos, moléculas, moles o iones) de cada sustancia que reacciona o que se produce. Cuando no se escribe algún número, se sobreentiende que se indica una unidad de la sustancia.
3. Si se desea, se pueden escribir las condiciones necesarias para llevar a cabo la reacción, arriba o abajo de la flecha o de un signo de igualdad. Por ejemplo, si hay una delta sobre la flecha ($\xrightarrow{\Delta}$) indica que se suministra calor a la reacción.
4. El estado físico de una sustancia se indica mediante los símbolos (*s*) para el sólido (*l*) para el líquido, (*g*) para el gas y (*ac*) para la sustancia en solución acuosa. En las ecuaciones químicas no siempre se escriben los estados físicos.

Los símbolos que más se usan en las ecuaciones aparecen en la tabla 8.1.

TABLA 8.1 **Símbolos que se usan en las ecuaciones químicas**

Símbolo	Significado
→	Da; produce (apunta hacia los productos)
(*s*)	Estado sólido (se escribe después de una fórmula)
(*l*)	Estado líquido (se escribe después de una fórmula)
(*g*)	Estado gaseoso (se escribe después de una fórmula)
(*ac*)	Solución acuosa (sustancia disuelta en agua)
Δ	Calor (se escribe arriba de la flecha)
+	Más, o agregado a (se escribe entre dos fórmulas)

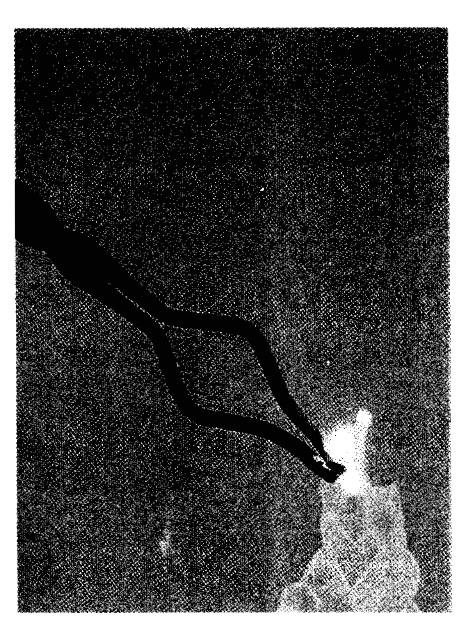
8.2 Formulación y balanceo de las ecuaciones

ecuación balanceada

Para representar las relaciones cuantitativas de una reacción, su ecuación química debe estar balanceada. Una **ecuación balanceada** contiene la misma cantidad de átomos de cada tipo en cada uno de los lados de la ecuación. Por consiguiente, la ecuación balanceada se apega a la ley de la conservación de la masa.

Todo estudiante de química debe aprender a *balancear* ecuaciones. Las ecuaciones sencillas son fáciles de balancear, pero se debe tener cuidado con los detalles y no pasarlos por alto. La forma de balancear una ecuación es ajustar la cantidad de átomos de cada elemento, para que sea igual en cada lado de la ecuación; pero una fórmula correcta no se debe alterar cuando se balancean las ecuaciones. A continuación, describimos un procedimiento general para balancear ecuaciones. Estúdialo y consúltalo cuando sea necesario, para resolver los ejemplos.

Con frecuencia se aconseja dejar los elementos que están en dos o más fórmulas del mismo lado de la ecuación, hasta antes de balancear al hidrógeno y al oxígeno.


Cuando el magnesio arde en el aire y se produce óxido de magnesio, emite un destello de luz ultravioleta.

Paso 1. Identificar la reacción para la cual se escribe la ecuación. Formula una descripción o ecuación en palabras para la reacción, si es necesario. Por ejemplo, el óxido de mercurio (II) se descompone y produce mercurio y oxígeno.

Paso 2. Escribir la ecuación sin balancear, o esqueleto. Asegúrate de que cada fórmula de las sustancias sea correcta y que los reactivos estén escritos a la izquierda y los productos a la derecha de la flecha; por ejemplo, $HgO \rightarrow Hg + O_2$. Se deben conocer las fórmulas correctas, o deducirlas consultando la tabla periódica, listas de iones o datos experimentales.

Paso 3. Balancear la ecuación. Si es necesario sigue estos pasos:

a) Cuenta y compara la cantidad de átomos de cada elemento en cada lado de la ecuación y determina los que hay que balancear.

b) Balancea los elementos, uno a la vez, escribiendo números enteros (coeficientes) frente a las fórmulas donde aparezca el elemento sin balancear. Por lo general, lo más conveniente es balancear primero los metales, después los no metales y luego el hidrógeno y el oxígeno. Elige los coeficientes mínimos que produzcan la misma cantidad de átomos del elemento en cada lado. Si un coeficiente está antes de una fórmula, multiplica cada átomo de la fórmula por ese número. Por ejemplo, 2 H_2SO_4 representa a dos moléculas de ácido sulfúrico, y también representa cuatro átomos de H, dos átomos de S y ocho átomos de O.

c) Comprueba los demás elementos después de balancear alguno de ellos, para ver si con la operación se desbalancearon otros elementos. Haz los ajustes necesarios.

d) Balancea los iones poliatómicos, como el SO_4^{2-}, que se manejan inalterados entre ambos lados de la ecuación, como si fueran átomos individuales.

e) Haz una comprobación final, asegurándote de que cada elemento y, o ion poliatómico quede balanceado, y de que hayas empleado el conjunto mínimo posible de coeficientes enteros.

$4\ HgO \rightarrow 4\ Hg + 2\ O_2$ (incorrecto)
$2\ HgO \rightarrow 2Hg + O_2$ (correcto)

No todas las ecuaciones químicas se pueden balancear con el método sencillo de inspección que acabamos de ver. En los ejemplos que siguen, mostraremos procedimientos *paso a paso* para llegar a las ecuaciones balanceadas. Estudia cuidadosamente cada uno.

Ejemplo 8.1

Escribe la ecuación balanceada que describe cuando el magnesio metálico se quema en el aire para formar óxido de magnesio.

Solucion

Paso 1 *Ecuación con palabras:*
magnesio + oxígeno → óxido de magnesio

Paso 2 *Ecuación esqueleto:*
$Mg + O_2 \rightarrow MgO$ (no balanceada)

Paso 3 *Balanceo:*

a) El Mg está balanceado.

b) El oxígeno no está balanceado. En el lado izquierdo hay dos átomos de O, y uno en el lado derecho.
Colocaremos el coeficiente 2 antes de MgO:
$Mg + O_2 \rightarrow 2\ MgO$ (no balanceada)

c) Ahora el Mg no está balanceado. En el lado izquierdo aparece un átomo de Mg y en el derecho dos. Pondremos 2 antes de Mg:
$2\ Mg + O_2 \rightarrow 2\ MgO$ (balanceada)
d) *Comprobación*: Ambos lados tienen dos átomos de Mg y dos de O.

Ejemplo 8.2

Solución

Cuando el metano se quema por completo, reacciona con el oxígeno y produce dióxido de carbono y agua. Escribe la ecuación balanceada que representa la reacción.

Paso 1 *Ecuación con palabras:*
metano + oxígeno → dióxido de carbono + agua
Paso 2 *Ecuación esqueleto:*
$CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$ (no balanceada)
Paso 3 *Balanceo:*
a) El carbono está balanceado.
b) El hidrógeno y el oxígeno no están balanceados. Balanceamos los átomos de H colocando un 2 antes de H_2O:
$CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + 2\ H_2O$ (no balanceada)
Cada lado de la ecuación tiene cuatro átomos de H. El oxígeno todavía no está balanceado. Escribimos 2 antes de O_2 para balancear los átomos de oxígeno:
$CH_4 + 2\ O_2 \rightarrow CO_2 + 2\ H_2O$ (balanceada)
c) *Comprobación:* La ecuación está bien balanceada; tiene un átomo de C, cuatro de O y cuatro de H en cada lado.

Ejemplo 8.3

Solución

Al calentar clorato de potasio se forman oxígeno y cloruro de potasio. Escribe una ecuación balanceada que represente a esa reacción.

Paso 1 *Ecuación con palabras:*
clorato de potasio $\xrightarrow{\Delta}$ cloruro de potasio + oxígeno
Paso 2 *Ecuación esqueleto:*
$KClO_3 \xrightarrow{\Delta} KCl + O_2$ (sin balancear)
Paso 3 *Balanceo:*
a) El potasio y el cloro están balanceados.
b) El oxígeno no está balanceado, porque hay tres átomos de O en el lado izquierdo y dos en el lado derecho.
c) ¿Cuántos átomos de oxígeno necesitamos? Los subíndices del oxígeno en el $KClO_3$ y el O_2 son 3 y 2 y tienen un mínimo común múltiplo igual a 6. Por consiguiente, necesitan coeficientes en el $KClO_3$ y en el O_2 que produzcan seis átomos de O en cada lado. Colocamos un 2 antes de $KClO_3$ y 3 antes de O_2, y con ello obtenemos seis átomos de O en cada lado:
$2\ KClO_3 \xrightarrow{\Delta} KCl + 3\ O_2$ (no balanceada)
Ahora el K y el Cl no están balanceados. Escribiremos un 2 antes de KCl, con lo que se balancean el K y el Cl al mismo tiempo:
$2\ KClO_3 \xrightarrow{\Delta} 2\ KCl + 3\ O_2$ (balanceada)
d) *Comprobación:* Ahora cada lado contiene dos átomos de K, dos de Cl y seis de O.

El nitrato de plata reacciona con el sulfuro de hidrógeno para producir sulfuro de plata y ácido nítrico. Escribe una ecuación balanceada que represente a la reacción.

Ejemplo 8.4

Solución

Paso 1 *Ecuación con palabras:*
nitrato de plata + sulfuro de hidrógeno $\rightarrow$ sulfuro de plata + ácido nítrico

Paso 2 *Ecuación esqueleto:*
$AgNO_3 + H_2S \rightarrow Ag_2S + HNO_3$ (sin balancear)

Paso 3 *Balanceo*:

a) La Ag y el H no están balanceados.
b) Colocamos un 2 antes de $AgNO_3$, para balancear la Ag:
$2\,AgNO_3 + H_2S \rightarrow Ag_2S + HNO_3$ (no balanceada)
c) El H y el NO_3^- siguen sin estar balanceados. Los balancearemos colocando un 2 antes de HNO_3:
$2\,AgNO_3 + H_2S \rightarrow Ag_2S + 2\,HNO_3$ (balanceada)
d) En este ejemplo, los átomos de N y O se balancearon al balancear al ion NO_3^- como unidad.
e) *Comprobación*: Cada lado tiene dos átomos de Ag, dos de H y uno de S. También, cada lado tiene dos iones NO_3^-.

Cuando se mezclan hidróxido de aluminio y ácido sulfúrico se producen sulfato de aluminio y agua. Escribe una ecuación balanceada que represente a esta reacción.

Ejemplo 8.5

Solución

Paso 1 *Ecuación con palabras:*
hidróxido de aluminio + ácido sulfúrico $\rightarrow$ sulfato de aluminio + agua

Paso 2 *Ecuación esqueleto:*
$Al(OH)_3 + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2O$ (sin balancear)

Paso 3 *Balanceo:*

a) Todos los elementos están desbalanceados.
b) Balancearemos al Al colocando un 2 antes de $Al(OH)_3$. Manejaremos al ion SO_4^{2-} como unidad y lo balancearemos escribiendo un 3 antes de H_2SO_4:
$2\,Al(OH)_3 + 3\,H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2O$ (no balanceada)
c) Balanceamos el H y el O escribiendo un 6 antes de H_2O:
$2\,Al(OH)_3 + 3\,H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 6\,H_2O$ (balanceada)
d) *Comprobación*: Cada lado tiene dos átomos de Al, doce de H, tres de S y dieciocho de O.

Cuando se quema completamente el gas butano en una estufa, reacciona con el oxígeno y forma dióxido de carbono y agua. Escribe la ecuación balanceada de esa reacción.

Ejemplo 8.6

Solución

Paso 1 *Ecuación con palabras:*
butano + oxígeno $\rightarrow$ dióxido de carbono + agua

Paso 2 *Ecuación esqueleto:*
$C_4H_{10} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$ (sin balancear)

Ejemplo 8.6

Paso 3 *Balanceo:*

a) Todos los elementos están desbalanceados.

b) Balancearemos al C escribiendo un 4 antes de CO_2:

$C_4H_{10} + O_2 \rightarrow 4\ CO_2 + H_2O$ (desbalanceada)

Balancearemos al H escribiendo un 5 antes de H_2O:

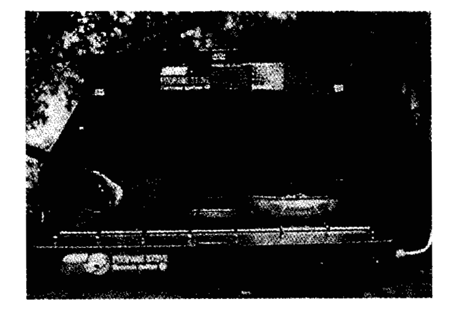
$C_4H_{10} + O_2 \rightarrow 4\ CO_2 + 5\ H_2O$ (desbalanceada)

El oxígeno sigue desbalanceado. Los átomos de oxígeno del lado derecho están fijos, porque 4 CO_2 y 5 H_2O se derivan de la única molécula de C_4H_{10} de la izquierda. Si tratamos de balancear los átomos de O, encontramos que no hay número entero que se pueda escribir antes del O_2 para alcanzar el balance. La ecuación se puede balancear si escribimos $6^1/_2\ O_2$ y a continuación duplicamos los coeficientes de cada sustancia, incluyendo los $6^1/_2\ O_2$, para llegar a la ecuación balanceada:

$C_4H_{10} + 6^1/_2\ O_2 \rightarrow 4\ CO_2 + 5\ H_2O$ (balanceada; forma incorrecta)

$2\ C_4H_{10} + 13\ O_2 \rightarrow 8\ CO_2 + 10\ H_2O$ (balanceada)

c) *Comprobación*: En cada lado hay ahora ocho átomos de C, veinte de H y veintiséis de O.



Cocinando con gas. El combustible de esta estufa de butano se quema en el oxígeno del aire para formar CO_2 y agua.

Práctica 8.1
Práctica 8.2

Práctica 8.1

Balancea la ecuación siguiente.

aluminio + oxígeno → óxido de aluminio

Práctica 8.2

Balancea la ecuación siguiente.

hidróxido de magnesio + ácido fosfórico → fosfato de magnesio + agua

8.3 ¿Qué información nos da una ecuación?

Dependiendo del contexto particular en el que se use, una fórmula puede tener distintos significados. Esos significados indican una entidad química individual, como un átomo, un ion, una molécula o una unidad fórmula, o bien una mol de esa entidad. Por ejemplo, se puede emplear la forma H_2O para representar todo lo que sigue:

1. 2 átomos de H y un átomo de O
2. 1 molécula de agua
3. 1 mol de agua
4. 6.022 x 10^{23} moléculas de agua
5. 18.02 g de agua

QUÍMICA EN ACCIÓN

El color de las hojas en otoño

Las reacciones químicas pueden originar mucha de la belleza natural, incluso cuando contribuyen al ciclo metabólico de las plantas. El colorido impresionante que se puede ver en las hojas durante el otoño es el resultado de reacciones químicas.

Las clorofilas son las responsables del color verde acostumbrado de las plantas y son necesarias para que los vegetales produzcan su alimento durante el proceso llamado *fotosíntesis.* En la fotosíntesis, intervienen muchas reacciones químicas, pero se pueden resumir con la ecuación siguiente:

$$\underset{\text{dióxido de carbono}}{6\,CO_2} + \underset{\text{agua}}{6\,H_2O} \xrightarrow[\text{luz de sol}]{\text{clorofila}} \underset{\text{glucosa}}{C_6H_{12}O_6} + \underset{\text{oxígeno}}{6\,O_2}$$

Hay varios tipos de clorofila, como la clorofila *a*, la clorofila *b* y la clorofila *c*. Todas las planas fotosintéticas contienen clorofila *a*, y algunas clorofila *b* y clorofila *c*, que reciben el nombre de *pigmentos accesorios.* Además, las plantas también contienen carotenoides (pigmentos naranjas, amarillos y rojos), que las protegen contra el potencial destructivo de la clorofila. Los carote-noides absorben el oxígeno, muy energético, que se desprende cuando la clorofila absorbe la energía luminosa, y desprenden el oxígeno cuando se puede usar. Los pigmentos menos prevalentes son las *antocianinas,* rojas o azules. Estos pigmentos son los responsables de la gran diversidad de combinaciones y concentraciones de colores en las hojas.



En las noches frías, la clorofila se descompone en las hojas. Cuando el verde se desvanece, surgen otros pigmentos que nos brindan los bellos colores del otoño.

La clorofila enmascara a los carotenoides y las antocianinas, y sólo se pueden apreciar cuando se desintegra la clorofila en otoño.

Para que un color brillante de otoño se presente debe existir el conjunto adecuado de condiciones. Los árboles necesitan tener una larga estación de crecimiento vigoroso, con abundancia de agua para la fotosíntesis. Cuando la luz solar menos intensa y las noches frías dicen cuándo las hojas deben detener su fotosíntesis, la proteína enlazada a la clorofila comienza a desprenderse de ella. Esa proteína se descompone formando aminoácidos, que se almacenan en las raíces. La clorofila se descompone y su color verde se desvanece. Entonces se pueden ver los demás pigmentos, en especial los carotenoides rojos y amarillos. El azúcar, que queda en las hojas durante las noches muy frías, se convierte en antocianinas mediante un conjunto de reacciones complejas, y produce una gran variedad de colores, en su mayoría rojos. Mientras más productiva haya sido una hoja, mayor será la concentración de los demás pigmentos, y su color será más brillante.

Las fórmulas que se emplean en las ecuaciones pueden estar expresadas en unidades de entidades químicas individuales o en moles, que es lo que más se acostumbra. Por ejemplo, en la reacción entre el hidrógeno y el oxígeno para formar agua,

$$2\,H_2 + O_2 \rightarrow 2\,H_2O$$

el 2 H_2 puede representar 2 moléculas, o 2 moles de hidrógeno; el O_2, 1 molécula o 1 mol de oxígeno y el 2 H_2O, 2 moléculas o 2 moles de agua. En términos de moles, esta ecuación dice: 2 mol de H_2 reaccionan con 1 mol de O_2 para formar 2 mol de H_2O.

Se acostumbra el uso de moles en las ecuaciones, porque las moléculas son tan pequeñas que casi siempre se trabaja con grandes grupos de ellas a la vez.

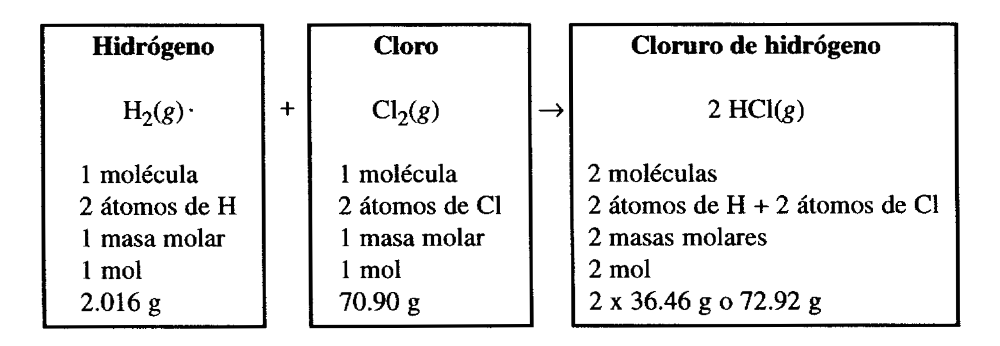
Como dijimos antes, una ecuación química es una forma taquigráfica de describir la reacción que representa. Al interpretar una reacción balanceada, obtenemos la información siguiente:

1. Cuáles son los reactivos y cuáles son los productos
2. Las fórmulas de los reactivos y de los productos
3. La cantidad de moléculas o unidades fórmula de reactivos y productos en la reacción
4. La cantidad de átomos de cada elemento que intervienen en la reacció
5. La cantidad de moles de cada sustancia
6. La cantidad de gramos de cada sustancia que se usa o que se produce

Consideremos la ecuación

$$H_2(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2\ HCl(g)$$

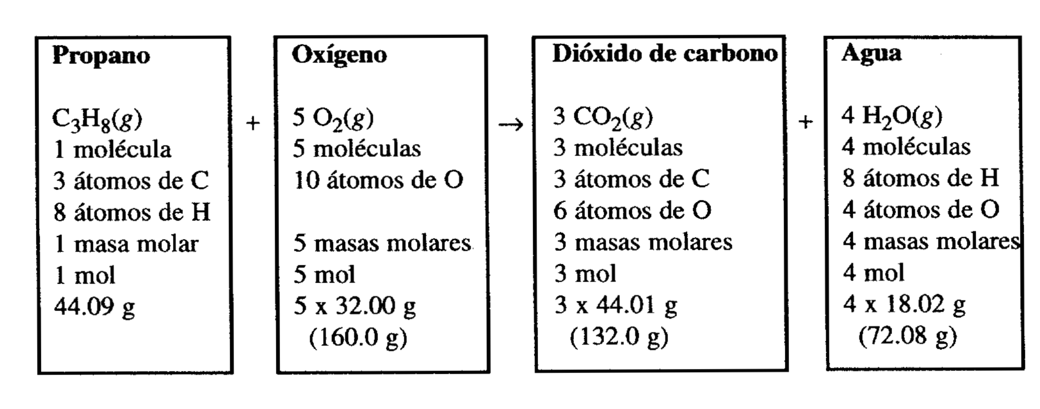
El hidrógeno gaseoso reacciona con el cloro gaseoso para producir cloruro de hidrógeno, que también es un gas. Resumamos la información que se puede ver acerca de la cantidad relativa de cada sustancia en comparación con las demás sustancias, en la ecuación balanceada:



Hidrógeno		**Cloro**		**Cloruro de hidrógeno**
$H_2(g)$	+	$Cl_2(g)$	$\rightarrow$	$2\ HCl(g)$
1 molécula		1 molécula		2 moléculas
2 átomos de H		2 átomos de Cl		2 átomos de H + 2 átomos de Cl
1 masa molar		1 masa molar		2 masas molares
1 mol		1 mol		2 mol
2.016 g		70.90 g		2 x 36.46 g o 72.92 g

Estos datos son muy útiles para calcular las relaciones cuantitativas que existen entre las sustancias en una reacción química. Por ejemplo, si hacemos reaccionar 2 moles de hidrógeno (el doble de lo que indica la ecuación) con 2 moles de cloro, esperaremos obtener 4 moles, o 145.8 g, de cloruro de hidrógeno. En el próximo capítulo, estudiaremos con más detalle esta aplicación de las ecuaciones.

Ahora veamos otra ecuación. Cuando se quema gas propano (C_3H_8) en aire, los productos son dióxido de carbono, CO_2 y agua, H_2O. La ecuación balanceada, y su interpretación, son las siguientes:



Propano		**Oxígeno**		**Dióxido de carbono**		**Agua**
$C_3H_8(g)$	+	$5\ O_2(g)$	$\rightarrow$	$3\ CO_2(g)$	+	$4\ H_2O(g)$
1 molécula		5 moléculas		3 moléculas		4 moléculas
3 átomos de C		10 átomos de O		3 átomos de C		8 átomos de H
8 átomos de H				6 átomos de O		4 átomos de O
1 masa molar		5 masas molares		3 masas molares		4 masas molares
1 mol		5 mol		3 mol		4 mol
44.09 g		5 x 32.00 g (160.0 g)		3 x 44.01 g (132.0 g)		4 x 18.02 g (72.08 g)

8.4 Tipos de ecuaciones químicas

Las ecuaciones químicas representan cambios o reacciones químicas. Las reacciones se clasifican en varios tipos, para ayudar a escribir sus ecuaciones y a predecir otras reacciones. Muchas de las reacciones químicas se ajustan a uno de los cuatro tipos principales de reacción que describiremos en los párrafos siguientes. También, las reacciones pueden ser de oxidación-reducción. Para balancear las reacciones complicadas de oxidación-reducción se emplean métodos especiales.

Reacción de combinación, o de síntesis

reacción de combinación

En una **reacción de combinación** se combinan dos reactivos para formar un producto. La forma general de estas ecuaciones es

$$A + B \longrightarrow AB$$

donde *A* y *B* son elementos o compuestos y *AB* es un compuesto. En muchos casos, la fórmula del compuesto se puede determinar conociendo las cargas iónicas de los reactivos en sus estados combinados. A continuación, mostraremos algunas reacciones que pertenecen a esta categoría.

a) metal + oxígeno ⟶ óxido metálico

$2\,Mg(s) + O_2(g) \xrightarrow{\Delta} 2\,MgO(s)$

$4\,Al(s) + 3\,O_2(g) \xrightarrow{\Delta} 2\,Al_2O_3(s)$

b) no metal + oxígeno ⟶ óxido de no metal

$S(s) + O_2(g) \xrightarrow{\Delta} SO_2(g)$

$N_2(g) + O_2(g) \xrightarrow{\Delta} 2\,NO(g)$

c) metal + no metal ⟶ sal:

$2\,Na(s) + Cl_2(g) \longrightarrow 2\,NaCl(s)$

$2\,Al(s) + 3\,Br_2(l) \longrightarrow 2\,AlBr_3(s)$

d) óxido de metal + agua ⟶ hidróxido de metal

$Na_2O(s) + H_2O(l) \longrightarrow 2\,NaOH(ac)$

$CaO(s) + H_2O(l) \longrightarrow Ca(OH)_2(ac)$

e) óxido de no metal + agua ⟶ oxiácido

$SO_3(g) + H_2O(l) \longrightarrow H_2SO_4(ac)$

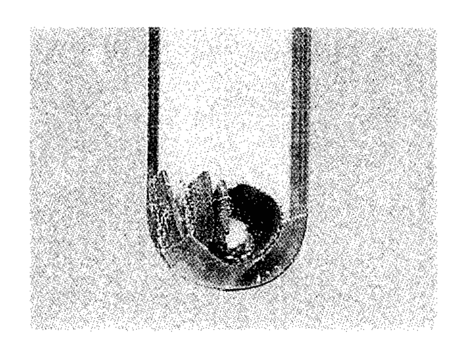
$N_2O_5(s) + H_2O(l) \longrightarrow 2\,HNO_3(ac)$

Reacción de descomposición

reacción de descomposición

En una **reacción de descomposición,** una sola sustancia se descompone o se rompe, produciendo dos o más sustancias distintas. A este tipo de reacciones se le puede considerar como el inverso de las combinaciones. El material inicial debe ser un compuesto y los productos pueden ser elementos o compuestos. La forma general de estas ecuaciones es

$$AB \longrightarrow A + B$$



Al reaccionar zinc con ácido clorhídrico se producen burbujas de hidrógeno; se tiene una reacción de desplazamiento simple.

La predicción de los productos de una reacción de descomposición puede ser algo difícil, por lo que se requiere comprender cada reacción individual. Es frecuente que al calentar compuestos oxigenados se descompongan. Algunas de las reacciones que caen dentro de esta categoría son:

a) Óxidos metálicos. Hay óxidos metálicos que se descomponen para producir los metales libres y oxígeno. Otros producen otro óxido y otros son muy estables y resisten la descomposición por calentamiento:

$2\ HgO(s) \xrightarrow{\Delta} 2Hg(l) + O_2(g)$

$2\ PbO_2(s) \xrightarrow{\Delta} 2PbO(s) + O_2(g)$

b) Los carbonatos y los *bicarbonatos* (carbonatos de hidrógeno y un metal) se descomponen para producir CO_2 al calentarlos:

$CaCO_3(s) \xrightarrow{\Delta} CaO(s) + CO_2(g)$

$2\ NaHCO_3(s) \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_3(s) + H_2O(g) + CO_2(g)$

c) Otras reacciones:

$2\ KClO_3(s) \xrightarrow{\Delta} 2\ KCl(s) + 3\ O_2(g)$

$2\ NaNO_3(s) \xrightarrow{\Delta} 2\ NaNO_2(g) + O_2(g)$

$2\ H_2O_2(l) \xrightarrow{\Delta} 2\ H_2O(l) + O_2(g)$

Reacción de desplazamiento simple

reacción de desplazamiento simple

En una **reacción de desplazamiento simple** un elemento reacciona con un compuesto y toma el lugar de uno de los elementos del compuesto, produciendo un elemento distinto y un compuesto también diferente. La forma general de estas ecuaciones es

$A + BC \rightarrow B + AC$ o bien $A + BC \rightarrow C + BA$

Si A es un metal, reemplaza a B para formar AC, siempre y cuando A sea más reactivo que B. Si A es un halógeno, reemplaza a C para formar BA, siempre y cuando A sea halógeno más reactivo que C.

En la tabla 8.2, vemos una breve serie de actividad de algunos metales y el hidrógeno, así como de halógenos. Esta serie está en orden decreciente de reactividad química. Los metales y halógenos más activos están arriba. Con esa serie es posible predecir muchas reacciones químicas. En una serie de actividad, los átomos de cualquier elemento de ella reemplazan a los de los elementos que están más abajo. Por ejemplo, el zinc metálico reemplaza al hidrógeno de una solución de ácido clorhídrico. Pero el cobre metálico, que está abajo del hidrógeno en la lista y por lo mismo es menos reactivo que el hidrógeno, no remplaza al hidrógeno de la solución de ácido clorhídrico. Algunas de las reacciones que pertenecen a esta categoría son las siguientes:

a) metal + ácido → hidrógeno + sal:

$Zn(s) + 2\ HCl(ac) \rightarrow H_2(g) + ZnCl_2\ (ac)$

$2\ Al(s) + 3\ H_2SO_4(ac) \rightarrow 3\ H_2(g) + Al_2(SO_4)_3(ac)$

b) metal + agua → hidrógeno + hidróxido u óxido de metal:

$2\ Na(s) + 2\ H_2O \rightarrow H_2(g) + 2\ NaOH(ac)$

$Ca(s) + 2\ H_2O \rightarrow H_2(g) + Ca(OH)_2(ac)$

$3\ Fe(s) + 4\ \underset{\text{vapor}}{H_2O(g)} \rightarrow 4\ H_2(g) + Fe_3O_4(s)$

TABLA 8.2 Serie de actividad

Metales	Halógenos
K	F_2
Ca	Cl_2
Na	Br_2
Mg	I_2
Al	
Zn	
Fe	
Ni	
Sn	
Pb	
H	
Cu	
Ag	
Hg	
Au	

↑ Mayor actividad

c) metal + sal $\rightarrow$ metal + sal

$Fe(s) + CuSO_4(ac) \rightarrow Cu(s) + FeSO_4(ac)$

$Cu(s) + 2\ AgNO_3(ac) \rightarrow 2\ Ag(s) + Cu(NO_3)_2(ac)$

d) halógeno + sal halogenuro $\rightarrow$ halógeno + sal halogenuro:

$Cl_2(g) + 2\ NaBr(ac) \rightarrow Br_2(l) + 2\ NaCl\ (ac)$

$Cl_2(g) + 2\ KI(ac) \rightarrow I_2(s) + 2\ KCl(ac)$

Una de las reacciones químicas comunes es el desplazamiento del hidrógeno del agua o de los ácidos. Esta reacción es buen ejemplo de la reactividad de los metales y del uso de la serie de actividades. Así,

- El K, el Ca y el Na desplazan al hidrógeno del agua fría, vapor y ácidos.
- El Mg, el Al, el Zn y el Fe desplazan al hidrógeno del vapor y los ácidos.
- El Ni, el Sn y el Pb desplazan al hidrógeno sólo de los ácidos.
- El Cu, la Ag, el Hg y el Au no desplazan al hidrógeno.

Ejemplo 8.7

¿Habrá reacción entre a) níquel metálico y ácido clorhídrico y b) estaño metálico y una solución de cloruro de aluminio? Escribe las ecuaciones balanceadas que representen las reacciones.

Solución

a) El níquel es más reactivo que el hidrógeno, así que lo desplazará del ácido clorhídrico. Los productos son hidrógeno gaseoso y una sal de Ni^{2+} y de iones Cl^-
$Ni(s) + 2\ HCl(ac) \rightarrow H_2(g) + NiCl_2(ac)$

b) Según la serie de actividades, el estaño es menos reactivo que el aluminio, de modo que no sucederá reacción alguna:
$Sn(s) + AlCl_3(ac) \rightarrow$ no reaccionan

Práctica 8.3

Escribe las ecuaciones balanceadas de las reacciones siguientes:

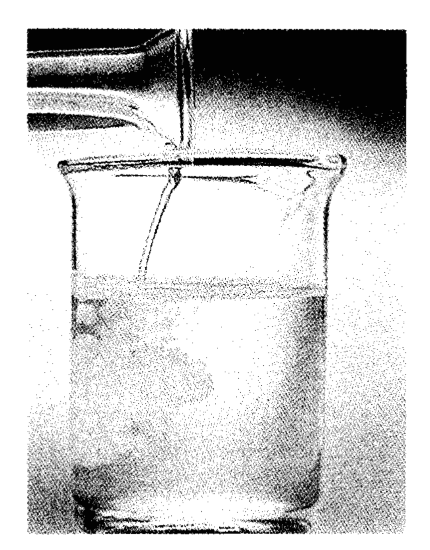
a) hierro metálico y una solución de cloruro de magnesio
b) zinc metálico y una solución de nitrato de plomo (II)

Reacción de doble desplazamiento, o de metátesis

reacción de doble desplazamiento

En una **reacción de doble desplazamiento,** dos compuestos intercambian parejas entre sí, para producir dos compuestos distintos. La forma general de estas ecuaciones es

$AB + CD \rightarrow AD + CB$



Reacción de doble desplazamiento: cuando se mezclan soluciones de cloruro de bario y sulfato de sodio se forma una solución incolora de cloruro de sodio y un precipitado blanco de sulfato de bario.

Esta reacción puede considerarse como un intercambio de grupos positivos y negativos, en la que *A* se combina con *D* y *C* se combina con *B*. Al escribir las fórmulas de los productos debemos tener en cuenta las cargas de los que se combinan.

También podemos escribir una ecuación en forma de reacción de doble desplazamiento aun cuando ésta no haya sucedido. Por ejemplo, cuando se mezclan soluciones de cloruro de sodio y nitrato de potasio, podemos escribir la ecuación siguiente:

$$NaCl(ac) + KNO_3(ac) \rightarrow NaNO_3(ac) + KCl(ac)$$

Cuando se lleva a cabo la mezcla no se observan cambios físicos, lo que es un indicio de que no ha sucedido una reacción química.

Una reacción de doble desplazamiento se acompaña por una evidencia, como la evolución de calor, la formación de un precipitado insoluble o la producción de burbujas de gas. A continuación, veremos algunas de esas reacciones.

Neutralización de un ácido y una base. La producción de una molécula de agua a partir de un ion H^+ y uno OH^- se acompaña por un desprendimiento de calor, que se puede sentir tocando el recipiente de la reacción. Para las reacciones de neutralización, $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$.

ácido + base $\rightarrow$ sal + agua

$$HCl(ac) + NaOH(ac) \rightarrow NaCl(ac) + H_2O(l)$$

$$H_2SO_4(ac) + Ba(OH)_2(ac) \rightarrow BaSO_4(s) + 2\ H_2O(l)$$

Formación de un precipitado insoluble. Las solubilidades de los productos, se pueden determinar consultando la tabla de solubilidades que se da en el apéndice IV. Puede ser que uno o ambos productos sean insolubles.

$$BaCl_2(ac) + 2\ AgNO_3(ac) \rightarrow 2AgCl(s) + Ba(NO_3)_2(ac)$$

$$FeCl_3(ac) + 3\ NaOH(ac) \rightarrow Fe(OH)_3(s) + 3\ NaCl(ac)$$

Óxido de metal + ácido. Se desprende calor cuando se produce una molécula de agua.

óxido de metal + ácido $\rightarrow$ sal + agua

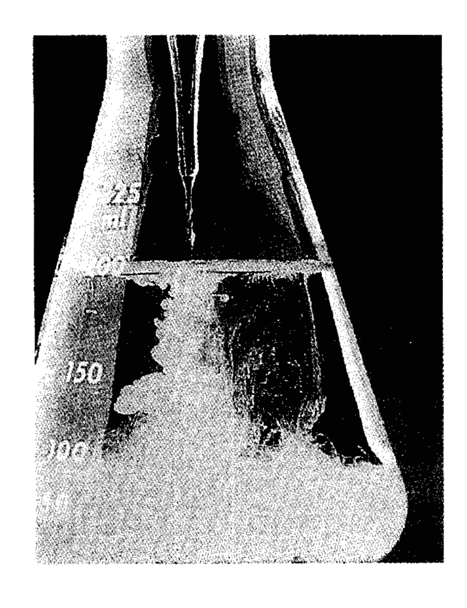
$$CuO(s) + 2\ HNO_3(ac) \rightarrow Cu(NO_3)_2(ac) + H_2O(l)$$

$$CaO(s) + 2\ HCl(ac) \rightarrow CaCl_2(ac) + H_2O(l)$$

Formación de un gas. Se puede producir directamente un gas, como el HCl o el H_2S, como en los dos ejemplos que siguen:

$$H_2SO_4(l) + NaCl(s) \rightarrow NaHSO_4(s) + HCl(g)$$

$$2\ HCl(ac) + ZnS(s) \rightarrow ZnCl_2(ac) + H_2S(g)$$



Una reacción de doble desplazamiento es la que se lleva a cabo al verter una solución transparente e incolora de $Pb(NO_3)_2$ en otra solución, transparente e incolora, de KI; se forma un precipitado amarillo de PbI_2.

También se puede producir un gas indirectamente. Hay compuestos inestables que se forman en una reacción de doble desplazamiento, como el H_2CO_3, H_2SO_3 y el NH_4OH, que se descompondrán formando agua y un gas:

$$2\ HCl(ac) + Na_2CO_3(ac) \rightarrow 2\ NaCl(ac) + \mathbf{H_2CO_3(ac)} \rightarrow 2\ NaCl(ac) + \mathbf{H_2O(l) + CO_2(g)}$$

$$2\ HNO_3(ac) + K_2SO_3(ac) \rightarrow 2\ KNO_3(ac) + \mathbf{H_2SO_3(ac)} \rightarrow 2\ KNO_3(ac) + \mathbf{H_2O(l) + SO_2(g)}$$

$$NH_4Cl(ac) + NaOH(ac) \rightarrow NaCl(ac) + \mathbf{NH_4OH(ac)} \rightarrow NaCl(ac) + \mathbf{H_2O(l) + NH_3(g)}$$

Ejemplo 8.8

Escribe la ecuación que representa la reacción entre las soluciones acuosas de ácido bromhídrico e hidróxido de potasio.

Solución

Primero, escribiremos las fórmulas de los reactivos. Son HBr y KOH. A continuación, clasificaremos el tipo de reacción que sucedería entre ellos. Como los reactivos son compuestos, siendo ácido uno de ellos y el otro una base, la reacción será del tipo de neutralización:

ácido + base $\rightarrow$ sal + agua

Ahora, volvemos a escribir la ecuación con las fórmulas de las sustancias que conocemos:

$HBr(ac) + KOH(ac) \rightarrow$ sal + H_2O

En esta reacción, que es del tipo de doble desplazamiento, el H^+ del ácido se combina con el OH^- de la base para formar agua. El compuesto iónico debe estar formado por los otros dos iones, K^+ y Br^-. Determinamos que su fórmula es KBr, a partir del hecho de que K es un catión +1 (monovalente positivo) y el Br es un anión -1 (monovalente negativo). La ecuación final balanceada es

$HBr(ac) + KOH(ac) \rightarrow KBr(ac) + H_2O(l)$

Ejemplo 8.9

Termina y balancea la ecuación de la reacción entre soluciones acuosas de cloruro de bario y sulfato de sodio.

Solución

Primero, determinamos las fórmulas de los reactivos. Son $BaCl_2$ y Na_2SO_4. A continuación, vemos si esas sustancias son ácidos, bases o compuestos iónicos. Las dos sustancias son sales. Como ambas sustancias son compuestos, la reacción será del tipo de doble descomposición. Comenzamos por escribir esa reacción:

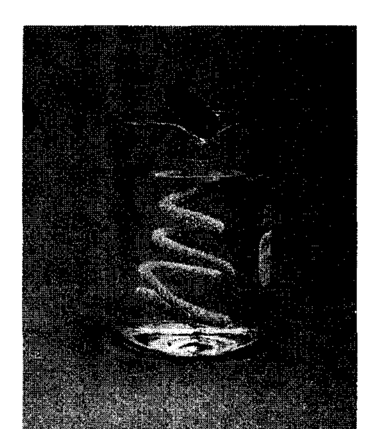
$BaCl_2(ac) + Na_2SO_4(ac) \rightarrow$

Si la reacción es de doble desplazamiento, el Ba^{2+} deberá escribirse combinado con el SO_4^{2-}, y el Na^+ con el Cl^-, como productos. La ecuación balanceada es

$BaCl_2(ac) + Na_2SO_4(ac) \rightarrow BaSO_4 + 2\ NaCl$

El paso final es determinar la naturaleza de los productos, lo cual determina si la reacción se lleva a cabo o no. Si ambos productos son solubles, tan solo tendremos una mezcla de todos los iones en la solución. Pero si se forma un precipitado, la reacción sí se llevará a cabo. Sabemos, por experiencia, que el NaCl es bastante soluble en agua, pero ¿qué hay del $BaSO_4$? Esto nos lo puede aclarar la tabla de solubilidades del apéndice IV. En esa tabla, vemos que el $BaSO_4$ es insoluble en agua, de modo que formará un precipitado. Por consiguiente, la reacción sí se llevará a cabo y se formará un precipitado. La ecuación es

$BaCl_2(ac) + Na_2SO_4(ac) \rightarrow BaSO_4(s) + 2\ NaCl(ac)$



En esta reacción de desplazamiento simple entre una cinta de cobre y una solución de nitrato de plata se forman cristales de plata y la solución se vuelve azul, lo que indica la presencia de iones cobre (II).

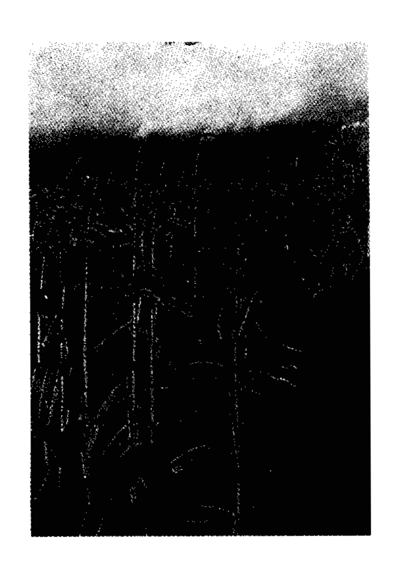
Práctica 8.4

Completa y balancea las ecuaciones de las siguientes reacciones:
a) fosfato de potasio + cloruro de bario
b) ácido clorhídrico + carbonato de níquel
c) cloruro de amonio + nitrato de sodio

Algunas de las reacciones que propongamos podrán no ser ciertas, porque las sustancias no son reactivas o por que no se dan las condiciones adecuadas para que sucedan. Por ejemplo, el óxido de mercurio (II) no se descompone sino hasta que se calienta; el magnesio no se quema en aire ni en oxígeno, sino hasta que la temperatura llega a cierto valor. Cuando se coloca plata en una solución de sulfato de cobre (II) no sucede reacción alguna. Cuando se sumerge una banda de cobre en una solución de nitrato de plata se lleva a cabo una reacción de desplazamiento simple, porque el cobre es más reactivo que la plata.

No siempre es fácil predecir correctamente qué productos tendrán una reacción. La predicción correcta de los productos es una habilidad que se adquiere con conocimientos y experiencia. Aunque puede ser que tú no predigas muchas reacciones hoy, al continuar practicando verás que las reacciones se pueden clasificar, y que con ello la predicción de los productos se facilita, aunque no siempre se acierte.

Todavía tenemos mucho que aprender acerca de qué sustancias reaccionan entre sí, cómo lo hacen y qué condiciones son necesarias para llevar a cabo la reacción. Es posible hacer predicciones exactas acerca de si suceden o no las reacciones propuestas, pero se requiere, además de los datos adecuados, conocer bien la termodinámica, tema que casi siempre se reserva a los cursos adelantados de química y física. Aun sin el uso formal de la termodinámica, puedes poner en práctica tus conocimientos de los cuatro tipos generales de reacción, la tabla periódica, la estructura atómica y las cargas de los iones, para predecir reacciones y escribir ecuaciones.



Este maizal es un buen ejemplo de las reacciones endotérmicas que se presentan en la fotosíntesis de las plantas.

8.5 El calor en las reacciones químicas

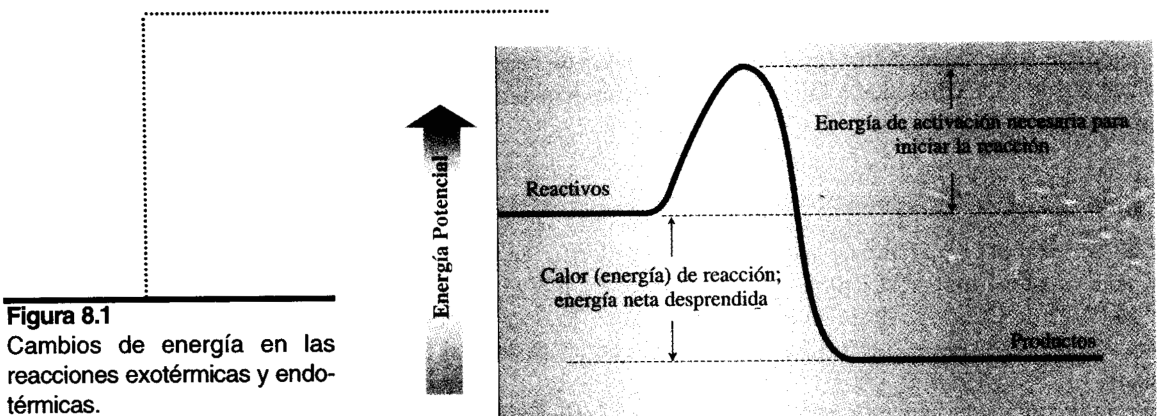
Las reacciones químicas siempre van acompañadas de cambios de energía. Una razón de por qué sucede así es que los productos pasan a un estado de energía menor, estado más estable que el de los reactivos. Cuando la reacción conduce a un estado más estable se desprende energía a los alrededores en forma de calor (o en forma de calor y trabajo). Cuando una solución de una base se neutraliza agregando un ácido, la liberación de energía se percibe porque de inmediato sube la temperatura de la solución. Por ejemplo, cuando un motor de automóvil quema la gasolina se libera calor; al mismo tiempo, parte de la energía liberada efectúa el trabajo de mover al automóvil.

reacciones exotérmicas
reacciones endotérmicas

Las reacciones pueden ser exotérmicas o endotérmicas. Las **reacciones exotérmicas** liberan calor; las **reacciones endotérmicas** absorben calor. En una reacción exotérmica el calor es un producto, que se puede escribir en el lado derecho de la ecuación de esa reacción. En una reacción endotérmica se puede considerar que el calor es un reactivo y se escribe en el lado izquierdo de la ecuación. Por ejemplo, tenemos las dos ecuaciones siguientes:

$H_2(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2\,HCl(g) + 185\text{ kJ}$ (*exotérmica*)

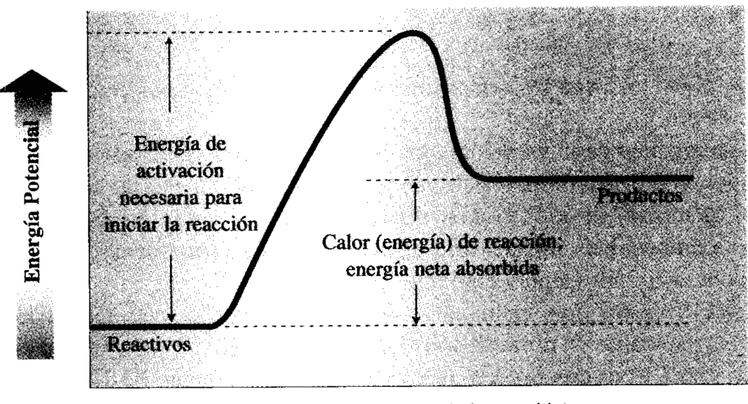
$N_2(g) + O_2(g) + 181\text{ kJ} \rightarrow 2\,NO(g)$ (*endotérmica*)



Tiempo (avance de la reacción)

(a) Reacción exotérmica

Figura 8.1
Cambios de energía en las reacciones exotérmicas y endotérmicas.



Tiempo (avance de la reacción)

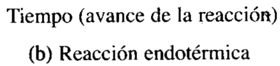
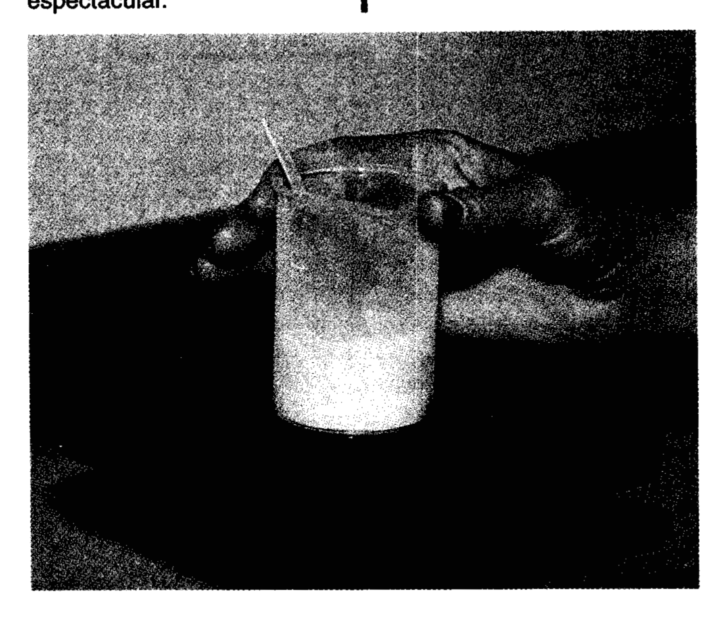

(b) Reacción endotérmica

Figura 8.2
Izquierda: se mezclan $Ba(OH)_2$ y NH_4SCN; la reacción es endotérmica. *Derecha:* una mezcla de azúcar y $KClO_3$ se enciende en una reacción exotérmica espectacular.





La cantidad de calor que se produce en una reacción se llama **calor de reacción**. Las unidades que se emplean pueden ser kilojoules o kilocalorías. Consideremos por ejemplo, en la reacción representada por

calor de reacción

$$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 393 \text{ kJ}$$

Cuando el calor liberado se expresa como parte de la ecuación, las cantidades de sustancias se expresan en moles. Así, cuando 1 mol (12.01 g) de C se combina con 1 mol (32.00 g) de O_2, se forma 1 mol (44.01 g) de CO_2 y se desprenden 393 kJ de calor. En esta reacción, como en muchas otras, la energía térmica, o calorífica, es más útil que las sustancias que intervienen o se forman.

Aparte de la energía producida en procesos nucleares, el Sol es la principal fuente de energía para la vida terrestre. El Sol mantiene la temperatura necesaria para la vida, y también suministra energía luminosa para las reacciones fotosintéticas, endotérmicas, en las plantas verdes. En la fotosíntesis, el dióxido de carbono y el agua se convierten en oxígeno libre y en glucosa:

$$6\ CO_2 + 6\ H_2O + 2519 \text{ kJ} \rightarrow \underset{\text{glucosa}}{C_6H_{12}O_6} + 6\ O_2$$

Casi toda la energía química que usan los organismos vivos se obtiene de la glucosa o de compuestos derivados de ella.

La mayor fuente energética de la tecnología moderna es el U235, así como el Pu239 y los combustibles fósiles, como el carbón, el petróleo y el gas natural. La energía se obtiene con la combustión (el quemado) de esos combustibles, que se convierten en dióxido de carbono y agua. Los combustibles fósiles son mezclas de **hidrocarburos,** que son compuestos que sólo contienen hidrógeno y carbono.

hidrocarburos

El gas natural está formado principalmente por metano, CH_4. El petróleo es una mezcla de hidrocarburos, que como ya dijimos, son compuestos de carbono e hidrógeno. El gas licuado de petróleo (gas LP) es una mezcla de propano (C_3H_8) y butano (C_4H_{10}).

La combustión de esos materiales desprende una cantidad tremenda de energía, pero las reacciones no se llevan a cabo en grado perceptible a temperatura ordinaria. Debe haber una chispa o una llama para que el metano se encienda. La cantidad de energía que se debe suministrar para iniciar una reacción química se llama **energía de activación.** Una vez añadida la energía de activación, se sigue generando la energía suficiente para mantener el avance de la reacción. A continuación, presentamos algunos ejemplos:

energía de activación

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(g) + 890 \text{ kJ}$$

$$C_3H_8(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 4\ H_2O(g) + 2200 \text{ kJ}$$

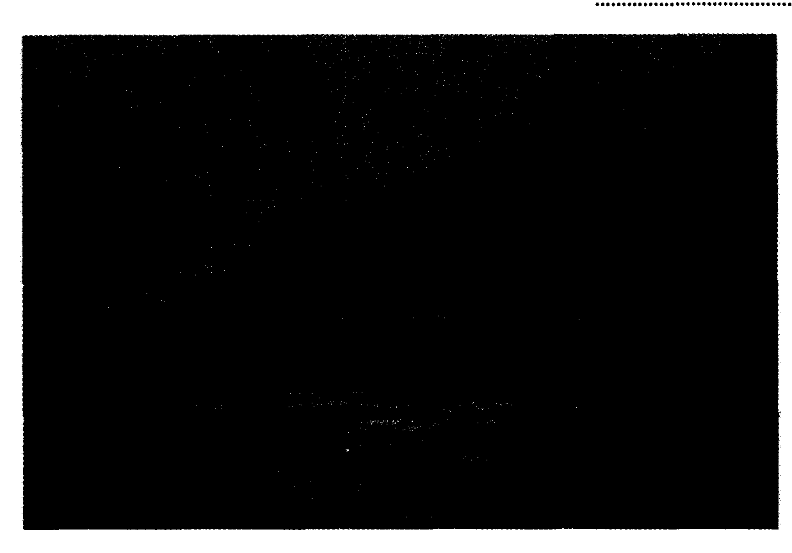
$$2\ C_8H_{18}(l) + 25\ O_2(g) \rightarrow 16\ CO_2(g) + 18\ H_2O(g) + 10\,900 \text{ kJ}$$

Ten cuidado en no confundir una reacción exotérmica, que tan solo necesita calor (energía de activación) para iniciarse, con un proceso verdaderamente endotérmico. La combustión del magnesio, por ejemplo, es muy exotérmica, sin embargo el magnesio se debe calentar a una temperatura muy alta, en el aire, para que comience a quemarse. Pero, una vez iniciada, la reacción de combustión procede con mucho vigor hasta que se agota el magnesio o el suministro de oxígeno. La descomposición electrolítica del agua, para formar hidrógeno y oxígeno, es muy endotérmica. Si se interrumpe la corriente eléctrica cuando se está produciendo ese proceso, la reacción se detiene instantáneamente. Los niveles relativos de energía de los reactivos y los productos en los procesos exotérmicos y endotérmicos se muestran gráficamente en la figura 8.1.

En la reacción a), de la figura 8.1, los productos tienen menor energía potencial que

los reactivos. Se desprende energía (calor) y se produce una reacción exotérmica. En la reacción b) los productos tienen mayor energía potencial que los reactivos. Por consiguiente, se absorbe energía y la reacción es endotérmica.

En el laboratorio se pueden demostrar con facilidad ejemplos de procesos endotérmicos y exotérmicos. En la figura 8.2 se mezclan $Ba(OH)_2$ y NH_4SCN sólidos en un vaso de precipitados, colocado sobre un poco de agua. Los sólidos se licuan y absorben calor de los alrededores, haciendo que el vaso se congele y se pegue en la tabla. En otro experimento se mezclan clorato de potasio ($KClO_3$) y azúcar y se colocan sobre una hoja de asbesto. Al agregar una gota de ácido sulfúrico concentrado se inicia una espectacular reacción exotérmica (Figura 8.2).



El dióxido de carbono se disuelve en el mar y forma bicarbonatos y carbonatos.

Fuera del laboratorio puedes experimentar un proceso endotérmico al aplicarte una compresa fría en algún golpe. En este caso, el cloruro de amonio, NH_4Cl, se disuelve en agua. La temperatura cambia de 24.5 °C a 18.°C al agregar 10 g de NH_4Cl a 100 mL de agua. De los alrededores del la reacción (del agua) se toma la energía, en forma de calor, haciendo que la solución de la sal se enfríe.

8.6 El calentamiento global: el efecto invernadero

Los combustibles fósiles, que se derivan del carbón y del petróleo, producen la energía que usamos para impulsar nuestras industrias, para calentar e iluminar nuestras casas y lugares de trabajo y para mover nuestros automóviles. Al quemar esos combustibles producimos dióxido de carbono y agua y liberamos a la atmósfera más de 50 mil millones de toneladas de dióxido de carbono al año.

Desde 1958, los científicos han vigilado la concentración de dióxido de carbono en la atmósfera. Los análisis del aire atrapado en un núcleo de muestra de nieve de la Antártida permiten conocer las concentraciones de dióxido de carbono durante los últimos 160 000 años. Los resultados de estas investigaciones demuestran que a medida que aumenta el dióxido de carbono, la temperatura mundial también aumenta. Las concentraciones de

dióxido de carbono permanecieron bastante constantes desde la última era glacial, hace 100 000 años, hasta la revolución industrial. Desde entonces, la concentración del dióxido de carbono en nuestra atmósfera ha aumentado 15%, llegando a una marca de todos los tiempos.

El dióxido de carbono es un componente secundario de nuestra atmósfera y por lo general no se le considera contaminante. La preocupación de los científicos se debe al aumento tan grande de su contenido en la atmósfera terrestre. Sin la influencia del hombre sobre el ambiente, el intercambio del dióxido de carbono entre las plantas y animales sería relativamente equilibrado. Nuestro uso persistente de combustibles fósiles ha provocado un aumento de 7.4% de CO_2 entre 1900 y 1970, y otro 3.5% durante la década de 1980 (ve la Fig. 8.3).

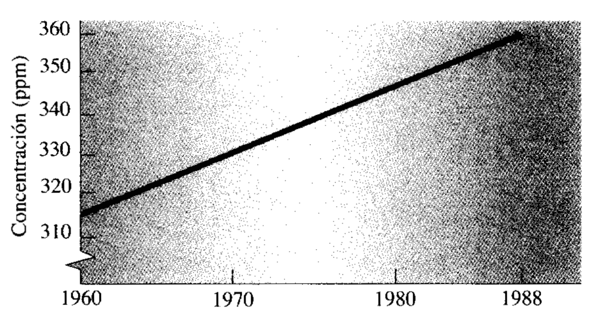


Figura 8.3
Concentración del dióxido de carbono en la atmósfera.

Además del mayor consumo de combustibles fósiles, todavía hay otros factores que aumentan el contenido de dióxido de carbono en nuestra atmósfera. La pluviselva (bosques de lluvia) se está destruyendo, por tala y quema, para tener más lugar para la población en aumento y satisfacer las necesidades agrícolas. El dióxido de carbono producido en la quema pasa a la atmósfera y la pérdida de árboles disminuye la utilización del compuesto por las plantas.

Más o menos la mitad de todo el dióxido de carbono que se descarga a la atmósfera cada año se queda allí y aumenta su concentración. La otra mitad la absorben las plantas en la fotosíntesis, o se disuelve en el mar, formando bicarbonatos y carbonatos.

El dióxido de carbono y otros gases de invernadero, como el metano y el agua, hacen que nuestra atmósfera se caliente al atrapar el calor cerca de la superficie terrestre. La radiación solar llega a la tierra y calienta la superficie. La superficie caliente vuelve a irradiar la energía recibida en forma de calor. Los gases de invernadero absorben algo de esa energía que sale de la superficie y calientan la atmósfera. En un invernadero sucede algo parecido cuando la luz solar atraviesa el vidrio, pero el calor ya no puede escapar. El aire del invernadero se calienta, produciendo un clima muy distinto al del exterior. En la atmósfera, esos gases de invernadero hacen que el aire se caliente y se produzcan cambios de clima. Ve la figura 8.4.

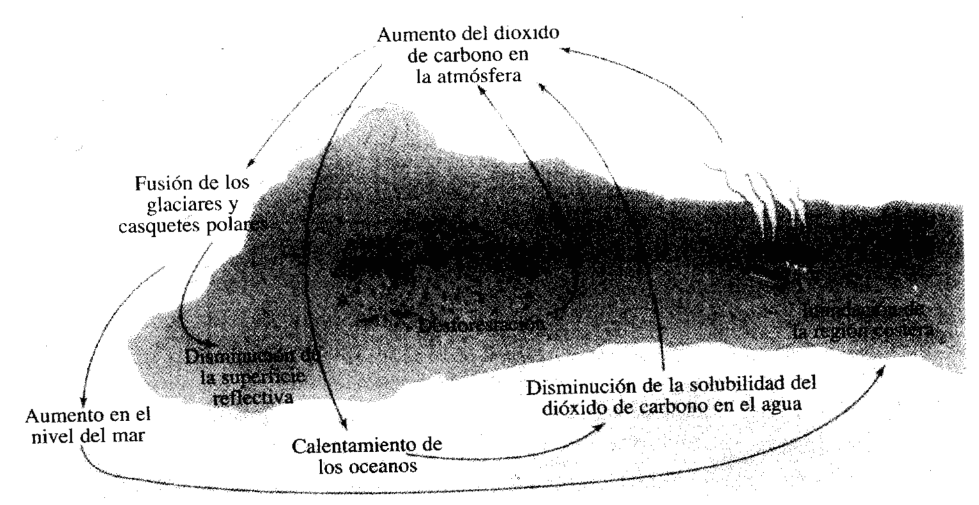


Figura 8.4
El calentamiento global está originado por el efecto invernadero.

Los efectos del calentamiento global a largo plazo son hoy en día motivos de especulación y controversia. Uno de los efectos podría ser la fusión de los casquetes polares de hielo; ello causaría un aumento en el nivel del mar e inundaciones graves en las costas. Otros efectos podrían ser cambios en el comportamiento de las precipitaciones, produciendo sequías y cambios estacionales extremos en regiones de riqueza agrícola como el estado de California, en Estados Unidos.

Para invertir las tendencias actuales se requerirán esfuerzos grandes en las áreas siguientes:

- Desarrollo de nuevas fuentes de energía, para eliminar nuestra dependencia de los combustibles fósiles
- Terminar, a nivel mundial, con la desforestación
- Mejorar la conservación de los recursos

A nivel individual, cada uno de nosotros puede desempeñar un papel importante. Por ejemplo, el simple cambio de un foco incandescente de 100 watts a un bulbo fluorescente compacto puede reducir 20% el consumo eléctrico y el bulbo puede durar 10 veces más. Con el reciclado, el cambio a vehículos energéticamente más eficientes, así como a electrodomésticos más eficientes, traería consigo un consumo menor de energía y menos desprendimiento de dióxido de carbono a la atmósfera.

Repaso de conceptos

1. Aprende el formato que se emplea para formular las ecuaciones químicas.
2. Reconoce los símbolos diversos que se emplean normalmente para escribir ecuaciones químicas.
3. Balancea ecuaciones químicas sencillas.
4. Interpreta una ecuación balanceada, en términos de las cantidades relativas de moléculas, átomos, gramos o moles de cada sustancia representada.
5. Clasifica las ecuaciones como de combinación, de descomposición, de desplazamiento simple o de doble desplazamiento.
6. Aplica la serie de actividad para predecir si se llevará a cabo una reacción de desplazamiento simple.
7. Dados los reactivos termina y balancea ecuaciones de reacciones sencillas de combinación, descomposición, simple y doble desplazamiento.
8. Describe la diferencia entre reacciones exotérmicas y endotérmicas, y relaciona la cantidad de calor con las cantidades de sustancias que intervienen en la reacción.
9. Cita las fuentes principales de energía química y sus usos.

Palabras clave

Los términos que se citan a continuación se definieron a lo largo de este capítulo. Después de cada uno aparece el número de sección donde se explica. En el glosario encontrarás definiciones más detalladas.

calor de reacción (8.5)
combustión (8.5)
ecuación balanceada (8.2)
ecuación química (8.1)
energía de activación (8.5)
hidrocarburos (8.5)
reacción de combinación (8.4)
reacción de descomposición (8.4)
reacción de desplazamiento simple (8.4)
reacción de doble despalzamiento (8.4)
reacción endotérmica (8.5)
reacción exotérmica (8.5)

Preguntas

Las preguntas se refieren a las tabla, figuras, palabras clave y conceptos que se definieron en el capítulo. Las preguntas o ejercicios más difíciles se indican con un asterisco.

1. ¿Qué objeto tiene balancear ecuaciones?
2. ¿Qué representan los números (coeficientes) que se escriben antes de las fórmulas, en una ecuación balanceada?
3. En una ecuación química balanceada:
   a) ¿se conservan los átomos?
   b) ¿se conservan las moléculas?
   c) ¿se conservan las moles?
   Explica brevemente tus respuestas.
4. ¿Cuáles de las afirmaciones siguientes son correctas? Vuelve a redactar las incorrectas para hacerlas válidas.
   a) Los coeficientes que se encuentran antes de las fórmulas en una ecuación química balanceada, expresan la cantidad relativa de moles de los reactivos y los productos en la reacción.
   b) Una ecuación química balanceada es aquella que tiene la misma cantidad de moles en cada uno de sus lados.
   c) En una ecuación química, el símbolo indica que la reacción es exotérmica.
   d) Se dice que un cambio químico que absorbe energía térmica es endotérmico.
   e) En la reacción $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2\,HCl$ se producen 100 moléculas de HCl por cada 50 moléculas de H_2 que reaccionan.
   f) El símbolo (*ac*), después de una fórmula de sustancia en una ecuación, quiere decir que la sustancia está en solución acuosa.
   g) La ecuación $H_2O \rightarrow H_2 + O_2$ se puede balancear colocando un 2 antes de H_2O.
   h) En la ecuación $3\,H_2 + N_2 \rightarrow 2\,NH_3$, hay menos moles del producto que moles de reactivos.
   i) La cantidad total de moles de reactivos y productos representados con la ecuación siguiente es 5 mol: $Mg + 2\,HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$
   j) Una mol de glucosa, $C_6H_{12}O_6$, contiene 6 moles de átomos de carbono.
   k) Los reactivos son las sustancias que se producen en la reacción química.
   l) En una ecuación balanceada, cada lado de la ecuación contiene la misma cantidad de átomos de cada elemento.
   m) Cuando se forma un precipitado en una reacción química, se puede indicar en la ecuación escribiendo una (*s*) inmediatamente antes de la fórmula de la sustancia que precipita.
   n) Cuando interviene un gas en una reacción química, se puede indicar en la ecuación con una (*g*) inmediatamente después de la fórmula del gas.
   o) Según la ecuación $3\,H_2 + N_2 \rightarrow 2NH_3$, 4 moles de NH_3 se formarán cuando reaccionen 6 moles de H_2 con 2 moles de N_2.
   p) Los productos de una reacción exotérmica tienen menor energía potencial que los reactivos.
   q) La combustión de los hidrocarburos produce dióxido de carbono y agua.

Ejercicios relacionados

Los siguientes ejercicios están relacionados uno a uno. A cada ejercicio con número impar sigue uno semejante con número par. Las respuestas a los ejercicios con número par aparecen en el apéndice V.

5. Balancea las ecuaciones siguientes:

a) $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$
b) $C + Fe_2O_3 \rightarrow Fe + CO$
c) $H_2SO_4 + NaOH \rightarrow H_2O + Na_2SO_4$
d) $Al_2(CO_3)_3 \xrightarrow{\Delta} A_2O_3 + CO_2$
e) $NH_4I + Cl_2 \rightarrow NH_4Cl + I_2$

7. Clasifica las reacciones del ejercicio 5 como de combi-nación, descomposición, desplazamiento simple o doble desplazamiento.

9. Balancea las ecuaciones siguientes:

a) $SO_2 + O_2 \rightarrow SO_3$
b) $Al + MnO_2 \xrightarrow{\Delta} Mn + Al_2O_3$
c) $Na + H_2O \rightarrow NaOH + H_2$
d) $AgNO_3 + Ni \rightarrow Ni(NO_3)_2 + Ag$
e) $Bi_2S_3 + HCl \rightarrow BiCl_3 + H_2S$
f) $PbO_2 \xrightarrow{\Delta} PbO + O_2$
g) $LiAlH_4 \xrightarrow{\Delta} LiH + Al + H_2$
h) $KI + Br_2 \rightarrow KBr + I_2$
i) $K_3PO_4 + BaCl_2 \rightarrow KCl + Ba_3(PO_4)_2$

11. Convierte las ecuaciones siguientes dadas con palabras en ecuaciones con fórmulas, y balancéalas:

a) cobre + azufre $\xrightarrow{\Delta}$ sulfuro de cobre(I)
b) ácido fosfórico + hidróxido de calcio → fosfato de calcio + agua
c) óxido de plata $\xrightarrow{\Delta}$ plata + oxígeno
d) cloruro de hierro(III) + hidróxido de sodio → hidróxido de hierro(III) + cloruro de sodio
e) fosfato de níquel(II) + ácido sulfúrico → sulfato de níquel(II) + ácido fosfórico
f) carbonato de zinc + ácido clorhídrico (→ cloruro de zinc + agua + dióxido de carbono
g) nitrato de plata + cloruro de aluminio → cloruro de plata + nitrato de aluminio

13. Utiliza la serie de actividad para predecir cuáles de las reacciones siguientes se llevan a cabo. Completa y balancea las ecuaciones. Cuando no haya reacción, escribe "no reaccionan" en lugar del producto.

a) $Ag(s) + H_2SO_4(ac) \rightarrow$
b) $Cl_2(g) + NaBr(ac) \rightarrow$
c) $Mg(s) + ZnCl_2(ac) \rightarrow$
d) $Pb(s) + AgNO_3(ac) \rightarrow$

6. Balancea las ecuaciones siguientes:

a) $H_2 + Br_2 \rightarrow HBr$
b) $Al + C \xrightarrow{\Delta} Al_4C_3$
c) $Ba(ClO_3)_2 \xrightarrow{\Delta} BaCl_2 + O_2$
d) $CrCl_3 + AgNO_3 \rightarrow Cr(NO_3)_3 + AgCl$
e) $H_2O_2 \rightarrow H_2O + O_2$

8. Clasifica las reacciones del ejercicio 6 como de combinación, descomposición, desplazamiento simple o doble desplazamiento.

10. Balancea las ecuaciones siguientes:

a) $MnO_2 + CO \rightarrow Mn_2O_3 + CO_2$
b) $Mg_3N_2 + H_2O \rightarrow Mg(OH)_2 + NH_3$
c) $C_3H_5(NO_3)_3 \rightarrow CO_2 + H_2O + N_2 + O_2$
d) $FeS + O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + SO_2$
e) $Cu(NO_3)_2 \rightarrow CuO + NO_2 + O_2$
f) $NO_2 + H_2O \rightarrow HNO_3 + NO$
g) $Al + H_2SO_4 \xrightarrow{\Delta} Al_2(SO_4)_3 + H_2$
h) $HCN + O_2 \rightarrow N_2 + CO_2 + H_2O$
i) $B_5H_9 + O_2 \rightarrow B_2O_3 + H_2O$

12. Convierte las ecuaciones siguientes dadas en palabras en ecuaciones con fórmulas, y balancéalas.

a) agua → hidrógeno + oxígeno
b) ácido acético + hidróxido de potasio → acetato de potasio + agua
c) fósforo + yodo → triyoduro de fósforo
d) aluminio + sulfato de cobre(II) → cobre + sulfato de aluminio
e) sulfato de amonio + cloruro de bario → cloruro de amonio + sulfato de bario
f) tetrafluoruro de azufre + agua → dióxido de azufre + fluoruro de hidrógeno
g) carbonato de cromo(III) $\xrightarrow{\Delta}$ óxido de cromo(III) + dióxido de carbono

14. Utiliza la serie de actividad para predecir cuáles de las reacciones siguientes se llevan a cabo. Completa y balancea las ecuaciones. Cuando no haya reacción, escribe "no reaccionan" en lugar del producto

a) $Cu(s) + FeCl_3(ac) \rightarrow$
b) $H_2(g) + Al_2O_3(ac) \rightarrow$
c) $Al(s) + HBr(ac) \rightarrow$
d) $I_2(s) + HCl(ac) \rightarrow$

15. Completa y balancea las ecuaciones siguientes. Todas las reacciones se llevan a cabo.
   a) $H_2 + I_2 \rightarrow$
   b) $CaCO_3 \xrightarrow{\Delta}$
   c) $Mg + H_2SO_4 \rightarrow$
   d) $FeCl_2 + NaOH \rightarrow$

16. Completa y balancea las ecuaciones siguientes. Todas las reacciones se llevan a cabo.
   a) $SO_2 + H_2O \rightarrow$
   b) $SO_3 + H_2O \rightarrow$
   c) $Ca + H_2O \rightarrow$
   d) $Bi(NO_3)_3 + H_2S \rightarrow$

17. Completa y balancea las ecuaciones siguientes. Todas las reacciones se llevan a cabo.
   a) $Ba + O_2 \rightarrow$
   b) $NaHCO_3 \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_3 +$
   c) $Ni + CuSO_4 \rightarrow$
   d) $MgO + HCl \rightarrow$
   e) $H_3PO_3 + KOH \rightarrow$

18. Completa y balancea las ecuaciones siguientes. Todas las reacciones se llevan a cabo.
   a) $C + O_2 \rightarrow$
   b) $Al(ClO_3)_3 \xrightarrow{\Delta} O_2 +$
   c) $CuBr_2 + Cl_2 \rightarrow$
   d) $SbCl_3 + (NH_4)_2S \rightarrow$
   e) $NaNO_3 \xrightarrow{\Delta} NaNO_2 \rightarrow$

19. Interpreta las reacciones químicas siguientes en términos de la cantidad de moles de cada reactivo y producto:
   a) $MgBr_2 + 2\ AgNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + 2\ AgBr$
   b) $N_2 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ NH_3$
   c) $2\ C_3H_7OH + 9\ O_2 \rightarrow 6\ CO_2 + 8\ H_2O$

20. Interpreta las ecuaciones siguientes en términos de la cantidad relativa de moles de cada sustancia que interviene e indica si la reacción es exotérmica o endotérmica.
   a) $2Na + Cl_2 \rightarrow 2\ NaCl + 822\ kJ$
   b) $PCl_5 + 92.9\ kJ \rightarrow PCl_3 + Cl_2$

21. Escribe ecuaciones balanceadas para cada una de las reacciones siguientes, incluyendo el término de calor:
   a) La cal viva, CaO, se convierte en cal apagada, $Ca(OH)_2$, cuando reacciona con agua. La reacción libera 65.3 kJ de calor por cada mol de cal que reacciona.
   b) La producción industrial del aluminio a partir del óxido de aluminio es un proceso electrolítico endotérmico, que requiere 1630 kJ por mol de Al_2O_3. También se produce oxígeno.

22. Escribe una ecuación balanceada para cada una de las descripciones siguientes. Incluye un término de calor en el lado correcto de la ecuación.
   a) El polvo de aluminio reacciona con cristales de yodo, cuando se humedece con un detergente casero. La reacción produce chisporroteo violento y el aluminio se enciende. El producto principal es yoduro de aluminio (AlI_3) y el detergente no es uno de los reactivos.
   b) El óxido de cobre(II), (CuO), que es un polvo negro, se puede descomponer produciendo cobre puro al calentar el polvo en presencia de metano gaseoso (CH_4). Los productos son cobre, dióxido de carbono y vapor de agua.
   c) Una forma de óxido, el óxido de hierro(III) o Fe_2O_3, reacciona con aluminio en polvo y produce hierro fundido y óxido de aluminio, en la espectacular reacción que se muestra en la fotografía inicial del capítulo.

Ejercicios adicionales

Los siguientes ejercicios no están relacionados ni agrupados por temas; son para que adquieras más práctica en la aplicación de los conceptos descritos en este capítulo.

23. Describe una evidencia de que sí se lleva a cabo una reacción química en cada uno de los siguientes casos:
   a) tostar un pan
   b) freír un huevo
   c) encender un fósforo
24. Balancea la ecuación siguiente, con los enteros menores que sea posible. A continuación, determina cuántos átomos de oxígeno hay en cada lado de la ecuación:
   $P_4O_{10} + HClO_4 \rightarrow Cl_2O_7 + H_3PO_4$
25. Supón que en una ecuación balanceada aparece el término 7 $Al_2(SO_4)_3$.
   a) ¿Cuántos átomos de aluminio representa?
   b) ¿Cuántos átomos de azufre representa?
   c) ¿Cuántos átomos de oxígeno representa?
   d) ¿Cuántos átomos de cualquier tipo representa?
26. Cita dos tipos de información que se pueden obtener en una ecuación química balanceada. Cita dos tipos de información que no proporciona la ecuación.

27. Haz un esquema que muestre seis moléculas de gas amoniaco descomponiéndose para formar nitrógeno e hidrógeno gaseosos.

28. Explica, brevemente, por qué no se lleva a cabo la siguiente reacción de desplazamiento simple:
$Zn + Mg(NO_3)_2 \rightarrow$ no reaccionan

29. Un estudiante va a determinar experimentalmente dónde colocar al titanio en la serie de actividad. Coloca trozos de titanio recién limpiado en soluciones de nitrato de níquel(II), nitrato de plomo(II) y nitrato de magnesio. Observa que el titanio reacciona con las soluciones de nitrato de níquel(II) y nitrato de plomo(II), pero no con la solución de nitrato de magnesio. De acuerdo con esta información, coloca al titanio en el lugar de la tabla de actividades que le corresponda, en relación con los iones mencionados.

30. Completa y balancea las ecuaciones de las siguientes reacciones de combinación.
a) $K + O_2 \rightarrow$ **c)** $CO_2 + H_2O \rightarrow$
b) $Al + Cl_2 \rightarrow$ **b)** $CaO + H_2O \rightarrow$

31. Completa y balancea las ecuaciones de las siguientes reacciones de descomposición:
a) $HgO \xrightarrow{\Delta}$ **c)** $MgCO_3 \xrightarrow{\Delta}$
b) $NaClO_3 \xrightarrow{\Delta}$ **d)** $PbO_2 \xrightarrow{\Delta} PbO +$

32. Completa y balancea las ecuaciones de las siguientes reacciones de desplazamiento simple:
a) $Zn + H_2SO_4 \rightarrow$ **c)** $Mg + AgNO_3 \rightarrow$
b) $AlI_3 + Cl_2 \rightarrow$ **d)** $Al + CoSO_4 \rightarrow$

33. Completa y balancea las ecuaciones de las siguientes reacciones de doble desplazamiento:
a) $ZnCl_2 + KOH \rightarrow$ **d)** $(NH_4)_3PO_4 + Ni(NO_3)_2 \rightarrow$
b) $CuSO_4 + H_2S \rightarrow$ **e)** $Ba(OH)_2 + HNO_3 \rightarrow$
c) $Ca(OH)_2 + H_3PO_4 \rightarrow$ **f)** $(NH_4)_2S + HCl \rightarrow$

34. Predice cuáles de las reacciones de doble desplazamiento siguientes se llevarán a cabo. Completa y balancea las ecuaciones. Cuando no se lleve a cabo una reacción, escribe "no reaccionan" en lugar del producto.
a) $AgNO_3(ac) + KCl(ac) \rightarrow$
b) $Ba(NO_3)_2(ac) + MgSO_4 \rightarrow$
c) $H_2SO_4(ac) + Mg(OH)_2(ac)$
d) $MgO(s) + H_2SO_4(ac) \rightarrow$
e) $NaCO_3(ac) + NH_4Cl \rightarrow$

35. Escribe ecuaciones balanceadas que representen la combustión de los hidrocarburos siguientes:
a) etano, C_2H_6 **c)** heptano, C_7H_{16}
b) benceno, C_6H_6

36. Cita los diversos pigmentos que se encuentran en las plantas y describe la función de cada uno.

37. Describe los cuatro requisitos para que se realice la foto-síntesis.

38. Traza un diagrama de flujo donde se vea cómo las hojas cambian de color cada otoño.

39. Cita los factores que contribuyen al aumento del dióxido de carbono en la atmósfera.

40. Menciona tres gases que se consideren como de invernadero. Explica por qué se les da ese calificativo.

41. ¿Cómo se pueden reducir los efectos del calentamiento global?

42. ¿Qué le sucede al dióxido de carbono que se desprende a la atmósfera?

Respuestas a los ejercicios de práctica

8.1 $4\,Al + 3\,O_2 \rightarrow 2\,Al_2O_3$
8.2 $3\,Mg(OH)_2 + 2\,H_3PO_4 \rightarrow Mg_3(PO_4)_2 + 6\,H_2O$
8.3 (a) $Fe + MgCl_2 \rightarrow$ no reaccionan
(b) $Zn(s) + Pb(NO_3)_2(ac) \rightarrow Pb(s) + Zn(NO_3)_2(ac)$
8.4 (a) $2\,K_3PO_4(ac) + 3\,BaCl_2(ac) \rightarrow Ba_3(PO_4)_2(s) + 6\,KCl(ac)$
(b) $2\,HCl(ac) + NiCO_3(ac) \rightarrow NiCl_2(ac) + H_2O(l) + CO_2(g)$
(c) $NH_4Cl(ac) + NaNO_3(ac) \rightarrow$ no reaccionan

Capítulo 9

Los cálculos a partir de las ecuaciones químicas



El viejo adagio "no desperdiciar, no querer" se puede aplicar de igual manera a nuestra vida diaria y en el trabajo de laboratorio. En casi todas las profesiones entra en juego la determinación de cantidades correctas. Por ejemplo, la anfitriona de una reunión determina las cantidades de alimentos y bebidas necesarias para atender a sus invitados. Esas cantidades las definen recetas específicas, y también el conocimiento de las preferencias y gustos de los huéspedes. Una modista determina la cantidad de material, forro y encaje, necesaria para confeccionar un vestido para su cliente, tomando como base un patrón o su propia experiencia. Un colocador de alfombras determina –calculando áreas– las cantidades correctas de alfombra y tapiz necesarios para remodelar la casa de su cliente. Las autoridades hacendarias calculan la deducción correcta que debe aparecer en las nóminas, por concepto de impuestos federales, tomando como base el ingreso anual esperado por cada persona.

Un químico debe medir las cantidades exactas de cada reactivo, en la producción de nuevas sustancias que se usan en nuestra compleja sociedad.

También, el químico realiza el calculo de cantidades de productos o de reactivos, usando ecuaciones químicas balanceadas. Con dichos cálculos puede controlar la cantidad de producto, escalando la reacción hacia arriba o hacia abajo para ajustarse a las necesidades de sus investigaciones, y con ello puede reducir al mínimo el desperdicio o formación de exceso de sustancias durante la reacción.

9.1 Un breve repaso

Masa molar

Masa molar. La masa molar es la suma de las masas atómicas de todos los átomos en una molécula. La masa molar también se aplica a la masa de una mol de cualquier unidad fórmula: átomos, moléculas o iones. Es la masa atómica de un átomo, o la suma de las masas atómicas, en gramos, en una molécula o en un ion.

Relación entre molécula y mol

Relación entre molécula y mol. Una molécula es la unidad mínima de una sustancia molecular, por ejemplo, Cl_2; una mol es el número de Avogadro (6.022×10^{23}) de moléculas en esa sustancia. Una mol de cloro (Cl_2) tiene la misma cantidad de moléculas que una mol de dióxido de carbono, que una mol de agua o que una mol de cualquier otra sustancia molecular. Cuando relacionamos a las moléculas con su masa molar, 1 masa molar equivale a 1 mol, o 6.022×10^{23} moléculas.

Además de indicar sustancias moleculares, el término *mol* se puede referir a cualquier especie química. Representa una cantidad, 6.022×10^{23} partículas, y se puede aplicar a átomos, iones, electrones o unidades fórmula de sustancias no moleculares. En otras palabras,

$$1 \text{ mol} = \begin{cases} 6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas} \\ 6.022 \times 10^{23} \text{ unidades fórmula} \\ 6.022 \times 10^{23} \text{ átomos} \\ 6.022 \times 10^{23} \text{ iones} \end{cases}$$

Otras relaciones molares útiles son las siguientes:

$$\text{masa molar} = \frac{\text{gramos de una sustancia}}{\text{cantidad de moles de la sustancia}}$$

$$\text{masa molar} = \frac{\text{gramos de un elemento monoatómico}}{\text{cantidad de moles del elemento}}$$

$$\text{cantidad de moles} = \frac{\text{cantidad de moléculas}}{6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol}}$$

Ecuaciones balanceadas

Ecuaciones balanceadas. Al emplear las ecuaciones químicas para calcular relaciones molares, gravimétricas o volumétricas entre reactivos y productos, deben estar balanceadas. Recuerda que el número que está antes de una fórmula en una ecuación química balanceada, representa la cantidad de moles de esa sustancia en la reacción química.

9.2 Introducción a la estequiometría: el método de la relación molar

Muchas veces es necesario calcular la cantidad de una sustancia que se produce a partir de cierta cantidad de otra sustancia, o que necesita reaccionar con determinada cantidad de otra sustancia. El área de la química que estudia las relaciones cuantitativas entre reactivos y productos se llama **estequiometría.** Se conocen varios métodos para resolver problemas estequiométricos, pero estamos seguros que el método *molar* o *de la relación molar* es, casi siempre, el mejor.

estequiometría

relación molar

Una **relación molar** es una relación entre la cantidad de moles de dos especies cualesquiera que intervengan en una reacción química. Por ejemplo, en la reacción

$$\underset{2\ \text{mol}}{2H_2} + \underset{1\ \text{mol}}{O_2} \rightarrow \underset{2\ \text{mol}}{2H_2O}$$

sólo hay seis relaciones molares que se aplican. Éstas son

$$\frac{2\ \text{mol}\ H_2}{1\ \text{mol}\ O_2} \qquad \frac{2\ \text{mol}\ H_2}{2\ \text{mol}\ H_2O} \qquad \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{2\ \text{mol}\ H_2}$$

$$\frac{1\ \text{mo l}O_2}{2\ \text{mol}\ H_2O} \qquad \frac{2\ \text{mol}\ H_2O}{2\ \text{mol}\ H_2} \qquad \frac{2\ \text{mol}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ O_2}$$

La relación molar es un factor de conversión cuyo fin es convertir, en una reacción química, la cantidad de moles de una sustancia a la cantidad correspondiente de moles de otra sustancia. Por ejemplo, si deseamos calcular la cantidad de moles de H_2O que se puede obtener a partir de 4.0 mol de O_2, usaremos la relación molar 2 mol H_2O/1 mol O_2:

$$4.0\ \cancel{\text{mol}\ O_2} \times \frac{2\ \text{mol}\ H_2O}{1\ \cancel{\text{mol}\ O_2}} = 8.0\ \text{mol}\ H_2O$$

En vista de que los problemas estequiométricos se presentan en todos los campos de la química, te aconsejamos que practiques el siguiente método para resolverlos. En el método de la relación molar se usan tres operaciones básicas:

1. **Si la cantidad de la sustancia inicial no está en moles, convertirla a moles.**
2. **Convertir las moles de la sustancia inicial en moles del producto deseado.**
3. **Convertir las moles del producto deseado en las unidades que se piden en el problema.**

Al igual que cuando se aprende a balancear las ecuaciones químicas, cuando se aprende a efectuar cálculos estequiométricos se requiere practicar. En los párrafos siguientes explicaremos detalladamente el método general, paso a paso, junto con varios ejemplos resueltos. Estudia ese material y aplica el método en los problemas del final del capítulo.

Antes de comenzar con el problema, se necesitará escribir la ecuación.

Usa una ecuación balanceada.

Paso 1 Determinar la cantidad de moles de la sustancia inicial.
Identifica, entre los datos del problema, cuál es la sustancia inicial. Si no está expresada en moles, conviértela en moles.

$$\boxed{\text{moles de la sustancia deseada}} = \boxed{\text{gramos de sustancia inicial}} \times \boxed{\frac{1\ \text{mol de sustancia inicial}}{\text{masa molar de la sustancia inicial}}}$$

Como en todos los problemas con unidades, la cantidad deseada está en el numerador, y la que se va a eliminar en el denominador.

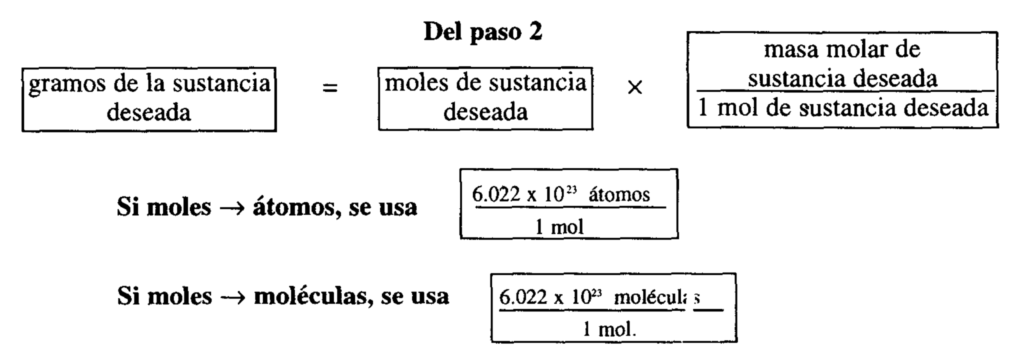
Paso 2 Determinar la relación molar de la sustancia deseada a la sustancia inicial.
En la ecuación balanceada, la cantidad de moles de cada sustancia está indicada por el coeficiente que está antes de su fórmula. Usa los coeficientes para definir la relación molar:

$$\textbf{relación molar} = \frac{\textbf{moles de la sustancia deseada en la ecuación}}{\textbf{moles de la sustancia inicial en la ecuación}}$$

Las moles, unidades de la sustancia inicial, se simplifican en el numerador y el denominador.

Multiplica la cantidad de moles de la sustancia inicial obtenida en el paso 1 por la relación molar, para obtener la cantidad de moles de la sustancia deseada:

Paso 3 Calcular la sustancia deseada, en las unidades que especifique el problema. Si la respuesta debe aparecer en moles, el problema ha terminado. Si se desean unidades distintas de moles, multiplica las moles de la sustancia deseada (que obtuviste en el paso 2) por el factor correcto, para convertirlas a las unidades requeridas. Por ejemplo, si se piden los gramos de la sustancia deseada,



Los pasos para pasar de la masa de una sustancia inicial *A* a la masa, o átomos, o moléculas de la sustancia deseada *B* se resumen en la figura 9.1.

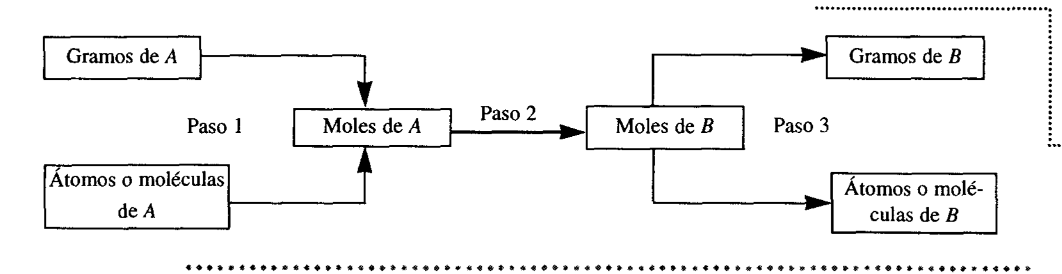


Figura 9.1
Pasos para convertir la sustancia inicial *A* en masa, átomos o moléculas de la sustancia deseada *B*.

9.3 Cálculos mol-mol

La primera aplicación del método de la relación molar para resolver problemas en estequiometría es en los cálculos mol-mol.

La cantidad de sustancia inicial se da en moles, y la cantidad de la sustancia deseada se pide en moles. Comprender el empleo de las relaciones molares es muy útil para resolver problemas que se presentan con frecuencia. A continuación, veremos algunos ejemplos.

Ejemplo 9.1

¿Cuántas moles de dióxido de carbono se producirán al reaccionar por completo 2.0 mol de glucosa ($C_6H_{12}O_6$), según la ecuación siguiente?

$$\underset{1\ \text{mol}}{C_6H_{12}O_6} + \underset{6\ \text{mol}}{6\ O_2} \rightarrow \underset{6\ \text{mol}}{6\ CO_2} + \underset{6\ \text{mol}}{6\ H_2O}$$

Solución

La ecuación balanceada dice que se producirán 6 mol de CO_2 a partir de 1 mol de $C_6H_{12}O_6$. Aun cuando se ve con facilidad que se formarán 12 mol de CO_2 a partir de 2.0 mol de $C_6H_{12}O_6$, de todos modos presentaremos el método de la relación molar para resolver el problema.

Paso 1 La cantidad de moles de la sustancia inicial es 2.0 mol de $C_6H_{12}O_6$.

Paso 2 La conversión requerida es

moles $C_6H_{12}O_6$ → moles CO_2

Se multiplican 2.0 mol de glucosa, que es dato del problema, por su relación molar:

En la relación molar, los números son absolutos y no afectan a la cantidad de cifras significativas de la respuesta.

$$2.0 \text{ mol } C_6H_{12}O_6 \times \frac{6 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6} = 12 \text{ mol } CO_2$$

Observa de nuevo el uso de las unidades. Las moles de $C_6H_{12}O_6$ se simplifican y quedan las unidades de la respuesta, que son moles de CO_2.

Ejemplo 9.2

¿Cuántas moles de amoníaco se pueden producir a partir de 8.00 mol de hidrógeno que reacciona con nitrógeno? La ecuación balanceada es

$$3\,H_2 + N_2 \rightarrow 2\,NH_3$$

Solución

Paso 1 La sustancia inicial es 8.00 mol de H_2.

Paso 2 La conversión necesaria es

moles de H_2 → moles de NH_3

La ecuación balanceada dice que se obtienen 2 mol de NH_3 por cada 3 mol de H_2 que reaccionan. Formulemos la relación molar de la sustancia deseada, NH_3, a la sustancia inicial, H_2:

$$\text{relación molar} = \frac{2 \text{ mol } NH_3}{3 \text{ mol } H_2} \text{ (de acuerdo con la ecuación)}$$

Multiplicamos las 8.00 mol H_2 por la relación molar:

$$8.00 \text{ mol } H_2 \times \frac{2 \text{ mol } NH_3}{3 \text{ mol } H_2} = 5.33 \text{ mol } NH_3$$

Ejemplo 9.3

Dada la ecuación balanceada

$$\underset{1\text{ mol}}{K_2Cr_2O_7} + \underset{6\text{ mol}}{6\,KI} + 7\,H_2SO_4 \longrightarrow Cr_2(SO_4)_3 + 4\,K_2SO_4 + \underset{3\text{ mol}}{3\,I_2} + 7\,H_2O$$

a) calcula: la cantidad de moles de dicromato de potasio, $K_2Cr_2O_7$, que reaccionan con 2.0 mol de yoduro de potasio, KI; b) la cantidad de moles de yodo, I_2, que se produce a partir de 2.0 mol de yoduro de potasio.

Solución

Como la ecuación ya está balanceada, sólo nos debemos ocupar del $K_2Cr_2O_7$, del KI y del I2, sin hacer caso de las demás sustancias. La ecuación dice que 1 mol de $K_2Cr_2O_7$ reacciona con 6 mol de KI para producir 3 mol de I_2.

a) Calcula las moles de $K_2Cr_2O_7$.

Paso 1 La sustancia inicial es 2.0 mol de KI.

Paso 2 La conversión necesaria es

moles KI ⟶ moles $K_2Cr_2O_7$

Formamos la relación molar de la sustancia deseada a la sustancia inicial:

$$\text{relación molar} = \frac{1 \text{ mol } K_2Cr_2O_7}{6 \text{ mol KI}} \text{ (según la ecuación)}$$

Ejemplo 9.3

Multiplicamos las moles del material inicial por esta relación:

$$2.0\ \cancel{\text{mol KI}} \times \frac{1\ \text{mol}\ K_2Cr_2O_7}{6\ \cancel{\text{mol KI}}} = 0.33\ \text{mol}\ K_2Cr_2O_7$$

b) Calcular las moles de I_2.

Paso 1 Las moles de la sustancia inicial son 2.0 mol de KI, como en la parte a).

Paso 2 La conversión necesaria es

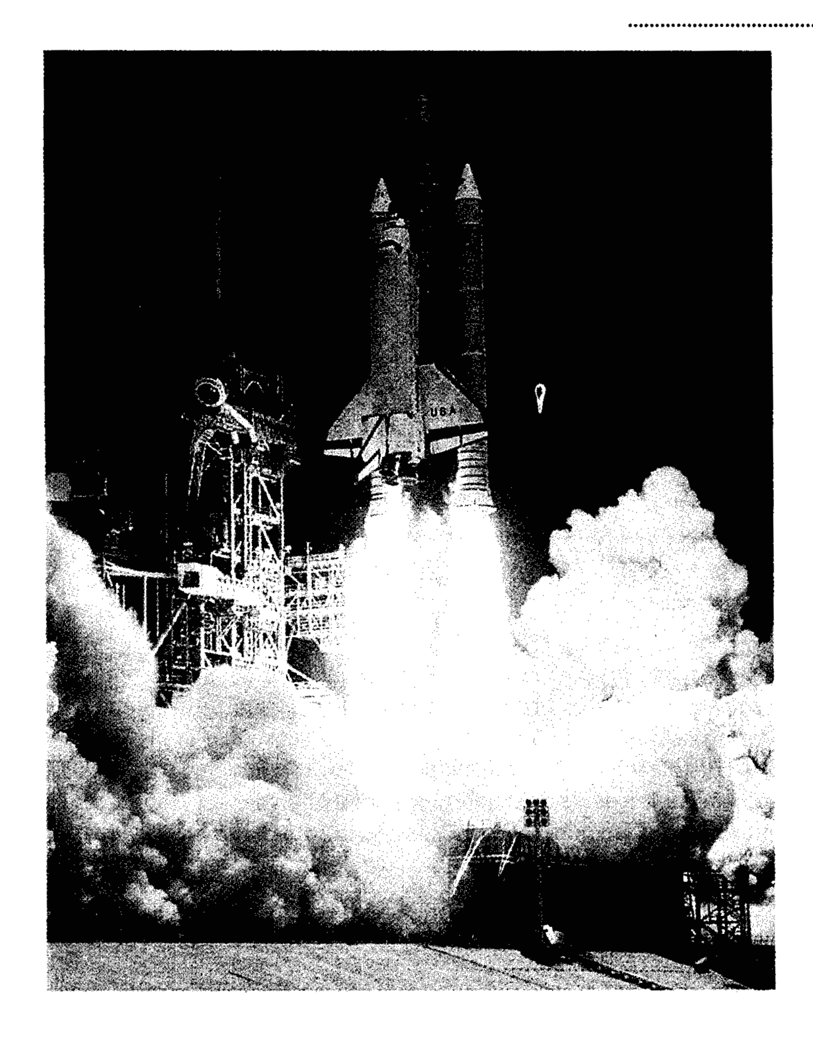
moles KI $\longrightarrow$ moles I_2.

Formamos la relación molar del la sustancia deseada a la sustancia inicial:

$$\text{relación molar} = \frac{3\ \text{mol}\ I_2}{6\ \text{mol KI}} \quad \text{(de la ecuación)}$$

Multiplicamos las moles de material inicial por esa relación:

$$2.0\ \cancel{\text{mol KI}} \times \frac{3\ \text{mol}\ I_2}{6\ \cancel{\text{mol KI}}} = 1.0\ \text{mol}\ I_2$$



El transbordador espacial está impulsado con H_2 y O_2, que reaccionan y producen H_2O.

Ejemplo 9.4

¿Cuántas moléculas de agua se pueden producir haciendo reaccionar 0.010 mol de oxígeno con hidrógeno?

Solución

La ecuación balanceada es $2\ H_2 + O_2 \longrightarrow 2\ H_2O$.
El orden de las conversiones necesarias en los cálculos es

moles $O_2 \longrightarrow$ moles $H_2O \longrightarrow$ moléculas H_2O

Paso 1 La sustancia inicial es 0.010 mol O_2.

Paso 2 La conversión necesaria es moles $O_2 \longrightarrow$ moles H_2O. Establecemos la relación molar de la sustancia deseada a la sustancia inicial:

$$\text{relación molar} = \frac{2\ \text{mol}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ O_2} \quad \text{(de la ecuación)}$$

Multiplicamos 0.010 mol O_2 por la relación molar:

$$0.010\ \cancel{\text{mol}\ O_2} \times \frac{2\ \text{mol}\ H_2O}{1\ \cancel{\text{mol}\ O_2}} = 0.020\ \text{mol}\ H_2O$$

Paso 3 Como el problema pide moléculas y no moles de H_2O, debemos convertir las moles en moléculas. Usamos el factor de conversión (6.022×10^{23} moléculas)/mol:

$$0.020\ \cancel{\text{mol}}\ H_2O \times \frac{6.022 \times 10^{23}\ \text{moléculas}}{1\ \cancel{\text{mol}}} = 1.2 \times 10^{22}\ \text{moléculas de}\ H_2O$$

Observa que 0.020 mol representa todavía una cantidad muy grande de moléculas de agua.

Práctica 9.1

¿Cuántas moles de óxido de aluminio se producen a partir de 0.50 mol de oxígeno?

$$4\ Al + 3\ O_2 \longrightarrow 2\ Al_2O_3$$

Práctica 9.2

¿Cuántas moles de hidróxido de aluminio se requieren para producir 22.0 mol de agua?

$$2\ Al(OH)_3 + 3\ H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 6\ H_2O$$

9.4 Cálculos mol-masa

El objeto de los problemas de este tipo es calcular la masa de una sustancia que reacciona con, o que es producida por, determinada cantidad de moles de otra sustancia en una reacción química. Si se proporciona la masa de la sustancia inicial, será necesario convertirla en moles.

La relación molar se usa para pasar de moles de sustancia inicial a moles de sustancia deseada. Las moles de la sustancia deseada se pueden pasar después a masa, si es necesario. Cada uno de los ejemplos siguientes está resuelto de dos formas:

- **Método 1:** Paso a paso.
- **Método 2:** Cálculo continuo, en el que se combinan todos los pasos individuales en un solo renglón.

Selecciona el método que se te facilite más, y resuelve los problemas de ese modo, poniendo atención.

Ejemplo 9.5

¿Qué masa de hidrógeno se puede producir cuando reaccionan 6.0 mol de aluminio con ácido clorhídrico?

La ecuación balanceada es $2\ Al(s) + 6\ HCl(ac) \longrightarrow 2\ AlCl_3(ac) + 3\ H_2(g)$.

Solución

Método 1: Paso a paso
Primero se calculan las moles de hidrógeno producido, con el método de la relación molar; a continuación se calcula la masa de hidrógeno multiplicando las moles de hidrógeno por sus gramos por mol. Esta secuencia de conversiones es

$$\textbf{moles de Al} \longrightarrow \textbf{moles } \mathbf{H_2} \longrightarrow \textbf{gramos } \mathbf{H_2}$$

Paso 1 La sustancia inicial es 6.0 mol de aluminio.
Paso 2 Calculamos las moles de H_2, con el método de relación molar:

$$6.0\ \cancel{\text{mol Al}} \times \frac{3\ \text{mol H}_2}{2\ \cancel{\text{mol Al}}} = 9.0\ \text{mol H}_2$$

Paso 3 Pasamos de moles de H_2 a gramos [g = mol x (g/mol)]:

$$9.0\ \cancel{\text{mol H}_2} \times \frac{2.016\ \text{g H}_2}{1\ \cancel{\text{mol H}_2}} = 18\ \text{g H}_2 \quad \text{(respuesta)}$$

Vemos que se pueden producir 18.0 g de H_2 haciendo reaccionar 6.0 mol de Al con HCl.

Método 2: Cálculo continuo

$$6\ \cancel{\text{mol Al}} \times \frac{3\ \cancel{\text{mol H}_2}}{2\ \cancel{\text{mol Al}}} \times \frac{2.016\ \text{g H}_2}{1\ \cancel{\text{mol H}_2}} = 18\ \text{g H}_2$$

Ejemplo 9.6

Solución

¿Cuántas moles de agua se pueden producir al quemar 325 g de octano, C_8H_{18}? La ecuación balanceada es $2\ C_8H_{18}(g) + 25\ O_2(g) \longrightarrow 16\ CO_2(g) + 18\ H_2O(g)$.

Método 1: Paso a paso
El orden de las conversiones para los cálculos es

gramos $C_8H_{18} \longrightarrow$ moles $C_8H_{18} \longrightarrow$ moles H_2O

Paso 1 La sustancia inicial es 325 g de C_8H_{18} Convertiremos esos gramos a moles:

$$325\,\text{g } C_8H_{18} \times \frac{1\ \text{mol } C_8H_{18}}{114.2\ \text{g } C_8H_{18}} = 2.85\ \text{mol } C_8H_{18}$$

Paso 2 Con el método de relación molar calculamos las moles de agua:

$$2.85\ \text{mol } C_8H_{18} \times \frac{18\ \text{mol } H_2O}{2\ \text{mol } C_8H_{18}} = 25.7\ \text{mol } H_2O\ \ \text{(respuesta)}$$

Método 2: Cálculo continuo

$$325\,\text{g } C_8H_{18} \times \frac{1\ \text{mol } C_8H_{18}}{114.2\,\text{g } C_8H_{18}} \times \frac{18\ \text{mol } H_2O}{2\ \text{mol } C_8H_{18}} = 25.6\ \text{mol } H_2O$$

Nota que las respuestas para los diferentes métodos varían en el último dígito. Esto se debe a los redondeos que se realizan durante el cálculo. Consulta con tu profesor para establecer las reglas de redondeo apropiadas para tu curso.

Práctica 9.3

¿Cuántas moles de cloruro de potasio se pueden producir a partir de 100.0 g de clorato de potasio?

$2\ KClO_3 \longrightarrow 2\ KCl + 3O_2$

9.5 Cálculos masa-masa

Para resolver problemas de estequiometría masa-masa, en donde los datos se dan en masa y las respuestas se piden en masa, es necesario seguir todos los pasos del método de la relación molar. La masa de la sustancia inicial se convierte a moles. A continuación se usa la relación molar para calcular las moles de la sustancia deseada, las que a su vez se convierten a masa.

Ejemplo 9.7

Solución

¿Qué masa de dióxido de carbono se produce en la combustión completa de 100. g del hidrocarburo pentano, C_5H_{12}? La ecuación balanceada es
$C_5H_{12} + 8\ O_2 \longrightarrow 5\ CO_2 + 6\ H_2O$.

Método 1: Paso a paso
El orden de las conversiones en este cálculo es

gramos $C_5H_{12} \longrightarrow$ moles $C_5H_{12} \longrightarrow$ moles $CO_2 \longrightarrow$ gramos CO_2

Paso 1 La sustancia inicial es 100. g de C_5H_{12}. Los convertimos a moles:

$$100.\ \text{g } C_5H_{12} \times \frac{1\ \text{mol } C_5H_{12}}{72.15\ \text{g } C_5H_{12}} = 1.39\ \text{mol } C_5H_{12}$$

Ejemplo 9.7

Paso 2 Calculamos las moles de CO_2 con el método de la relación molar:

$$1.39 \text{ mol } C_5H_{12} \times \frac{5 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } C_5H_{12}} = 6.95 \text{ mol } CO_2$$

Paso 3 Convertimos las moles de CO_2 a gramos de CO_2:

$$\text{mol } CO_2 \times \frac{\text{masa molar } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = \text{gramos } CO_2$$

$$6.95 \text{ mol } CO_2 \times \frac{44.01 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 306 \text{ g } CO_2$$

Método 2: Cálculo continuo

$$100. \text{ g } C_5H_{12} \times \frac{1 \text{ mol } C_5H_{12}}{72.15 \text{ g } C_5H_{12}} \times \frac{5 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } C_5H_{12}} \times \frac{44.01 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 305 \text{ g } CO_2$$

Ejemplo 9.8

¿Cuántos gramos de ácido nítrico, HNO_3, se requieren para producir 8.75 g de monóxido de dinitrógeno, N_2O, según la siguiente ecuación?

$$\underset{10 \text{ mol}}{4\,Zn(s) + 10\,HNO_3(ac)} \longrightarrow 4\,Zn(NO_3)_2(ac) + \underset{1 \text{ mol}}{N_2O(g)} + 5\,H_2O(l)$$

Solución

Método 1: Paso a paso

El orden de las conversiones en los cálculos es

gramos N_2O ⟶ moles N_2O ⟶ moles HNO_3 ⟶ gramos HNO_3

Paso 1 La sustancia inicial es 8.75 g de N_2O. Los convertimos en moles de N_2O:

$$8.75 \text{ g } N_2O \times \frac{1 \text{ mol } N_2O}{44.02 \text{ g } N_2O} = 0.199 \text{ mol } N_2O$$

Paso 2 Calculamos las moles de HNO_3 con el método de la relación molar:

$$0.199 \text{ mol } N_2O \times \frac{10 \text{ mol } HNO_3}{1 \text{ mol } N_2O} = 1.99 \text{ mol } HNO_3$$

Paso 3 Convertimos las moles de HNO_3 en gramos:

$$1.99 \text{ mol } HNO_3 \times \frac{63.02 \text{ g } HNO_3}{1 \text{ mol } HNO_3} = 125 \text{ g } HNO_3$$

Método 2: Cálculo continuo

$$8.75 \text{ g } N_2O \times \frac{1 \text{ mol } N_2O}{44.02 \text{ g } N_2O} \times \frac{10 \text{ mol } HNO_3}{1 \text{ mol } N_2O} \times \frac{63.02 \text{ g } HNO_3}{1 \text{ mol } HNO_3} = 125 \text{ g } HNO_3$$

QUÍMICA EN ACCIÓN

La tecnología del encogimiento

En las altas esferas de la tecnología de computadoras, el microchip ha permitido miniaturizar el campo de la electrónica. Para producir computadoras, calculadoras y hasta robots microscópicos (*microbots*) se necesitan cantidades precisas de reactivos en proporciones exactas.

En los Bell Laboratories, en el Instituto Tecnológico de Massachusetts, en la Universidad de California y en la Universidad de Stanford, los investigadores tratan, frenéticamente, de producir partes para máquinas y robots diminutos. Nuevas técnicas les permiten producir engranajes menores que un grano de arena, y motores más ligeros que una mota de polvo.

El secreto de estos circuitos diminutos es poder imprimir todo el circuito de una vez. Se usan computadoras para elaborar un diseño y tener una idea de cómo se verá el chip. A continuación, esa imagen se transfiere a una mascarilla, cuyos detalles son más finos que un cabello humano. Luego se hace pasar luz a través de la mascarilla, que llega a una superficie recubierta de silicio. El proceso es semejante a la fotografía. Las áreas que se crean en el silicio tienen alta o baja resistencia al ataque químico. A continuación se aplican reactivos que atacan al silicio y lo disuelven.

La micromaquinaria se produce del mismo modo. Primero, se aplica una capa delgada de dióxido de silicio (se le llama material de sacrificio). Después se aplica, con cuidado, una capa de polisilicio, que es un material estructural. Después, se aplica una mascarilla y toda la estructura se recubre con plasma, que es un gas excitado. El plasma actúa como un esmeril pequeño que quita todo lo que no protege la mascarilla. Este proceso se repite mientras se construye toda la máquina. Cuando todo el conjunto está terminado, se coloca dentro de ácido fluorhídrico, que disuelve todo el material de sacrificio y permite el movimiento relativo de todas las partes de la máquina.

Para que esas micromáquinas se conviertan en verdaderos *microbots*, es necesario más desarrollo aunque las investigaciones actuales se dirigen al diseño de métodos de locomoción y a sistemas de formación de imágenes. Los usos posibles de los *microbots* comprenden píldoras "inteligentes" que puedan contener sensores o almacenes de medicamentos (que ya se hacen para el control de fecundidad). Las bombas diminutas, una vez dentro del organismo, podrán dosificar la cantidad correcta de medicamentos, exactamente en el sitio adecuado. En la actualidad se producen microbots que suministran la insulina en el tratamiento de la diabetes.

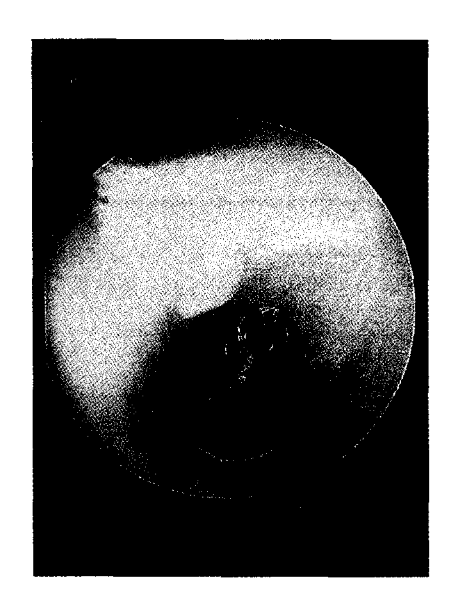


Imagen endoscópica de un micromotor en una arteria.

Práctica 9.4

¿Cuántos gramos de cloruro de cromo(III) se necesitan para producir 75.0 g de cloruro de plata?

$$CrCl_3 + 3\ AgNO_3 \longrightarrow Cr(NO_3)_2 + 3\ AgCl$$

Práctica 9.5

¿Qué masa de agua se produce por la combustión completa de 225.0 g de butano, C_4H_{10}?

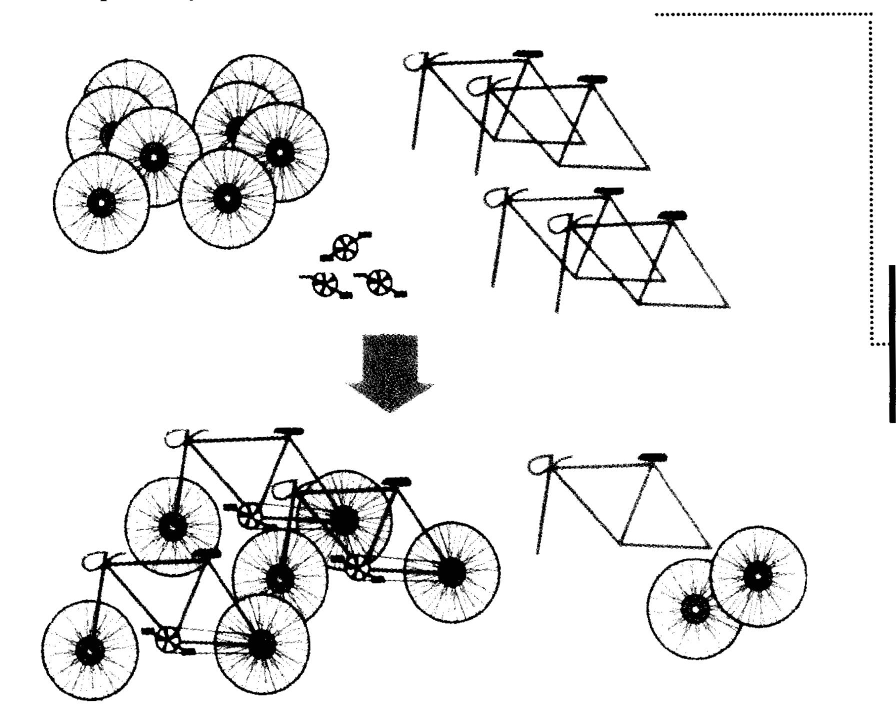
$$2\ C_4H_{10} + 13\ O_2 \longrightarrow 8\ CO_2 + 10\ H_2O$$

9.6 Cálculos del reactivo limitante y del rendimiento

En muchos procesos químicos se usan cantidades de reactivos tales que, según la ecuación química, la de uno de ellos está en exceso respecto a la de otro. La cantidad del o los productos que se forman en ese caso dependerá del reactivo que no está en exceso. Por esta razón, al reactivo que no está en exceso se le llama **reactivo limitante**, porque es el que limita la cantidad de producto que se puede obtener.

reactivo limitante

Veamos el caso que se muestra en la figura 9.2. ¿Cuántas bicicletas se pueden armar con ocho ruedas, tres pedales y cuatro cuadros?



La cantidad de bicicletas que se pueden armar a partir de este conjunto de partes está determinada por el reactivo limitante, que son los pedales.



La cantidad del producto que se forma en cada medicamento está determinada por el reactivo limitante.

En este caso, el reactivo limitante es la cantidad de pedales. Esa parte es la que limita la cantidad de bicicletas que se pueden armar. Las ruedas y los cuadros son reactivos en exceso.

Ahora pasemos a un caso químico, en el que se mezclan soluciones que contienen 1.0 mol de hidróxido de sodio y 1.5 mol de ácido clorhídrico:

$$\underset{1\ \text{mol}}{NaOH} + \underset{1\ \text{mol}}{HCl} \longrightarrow \underset{1\ \text{mol}}{NaCl} + \underset{1\ \text{mol}}{H_2O}$$

Según la ecuación, es posible obtener 1.0 mol de NaCl a partir de 1.0 mol de NaOH, y 1.5 mol de NaCl a partir de 1.5 mol de HCl. Sin embargo, no se pueden tener dos rendimientos distintos de NaCl con esa reacción. Cuando se mezclan 1.0 mol de NaOH con 1.5 mol de HCl, no hay suficiente NaOH para reaccionar con todo el HCl. En consecuencia, el HCl es el reactivo en exceso y la NaOH es el reactivo limitante. Como la cantidad de NaCl que se forma depende del reactivo limitante, sólo se formará 1.0 mol de NaCl. Si 1.0 mol de NaOH reacciona con 1.0 mol de HCl, 0.5 mol de HCl quedará sin reaccionar:

$$\left.\begin{array}{l}1.0\ \text{mol de NaOH}\\ 1.5\ \text{mol de HCl}\end{array}\right\} \longrightarrow \begin{array}{l}1.0\ \text{mol de NaCl}\\ 1.0\ \text{mol de } H_2O\end{array} + 0.5\ \text{mol de HCl sin reaccionar}$$

Casi siempre, los problemas donde se dan las cantidades de dos o más reactivos son del tipo de reactivo limitante y existen varios métodos para identificarlos en una reacción química. En el método más directo se necesitan dos pasos para determinar al reactivo limitante y a la cantidad de producto formado.

1. **Se calcula la cantidad de producto (moles o gramos, según se necesite) que se pueda formar a partir de cada reactivo.**
2. **Se determina cuál reactivo es el limitante. (Es el reactivo que origina la cantidad mínima de producto; los demás reactivos están en exceso. El reactivo limitante determinará la cantidad de producto que se formará en la reacción).**

Sin embargo, a veces será necesario calcular la cantidad del reactivo, en exceso.

3. **Esto se puede hacer calculando primero la cantidad del reactivo en exceso que se requiere para reaccionar con el reactivo limitante. A continuación se resta el resultado del reactivo inicial. La diferencia es la cantidad de esa sustancia que queda sin reaccionar.**

Ejemplo 9.9

¿Cuántas moles de Fe_3O_4 se pueden obtener al hacer reaccionar 16.8 g de Fe con 10.0 g de H_2O? ¿Cuál sustancia es el reactivo limitante y cuál el reactivo en exceso?

Solución

$$3\ Fe(s) + 4\ H_2O(g) \xrightarrow{\Delta} Fe_3O_4(s) + 4\ H_2(g)$$

Paso 1 Calculamos las moles de Fe_3O_4 que se pueden formar a partir de cada reactivo:

g de reactivo ⟶ mol de reactivo ⟶ mol de Fe_3O_4

$$16.8\ \cancel{g\ Fe} \times \frac{1\ \cancel{mol\ Fe}}{55.85\ \cancel{g\ Fe}} \times \frac{1\ mol\ Fe_3O_4}{3\ \cancel{mol\ Fe}} = 0.100\ mol\ Fe_3O_4$$

$$10.0\ \cancel{g\ H_2O} \times \frac{1\ \cancel{mol\ H_2O}}{18.02\ \cancel{g\ H_2O}} \times \frac{1\ mol\ Fe_3O_4}{4\ \cancel{mol\ H_2O}} = 0.139\ mol\ Fe_3O_4$$

Paso 2 Al determinar cuál es el reactivo limitante vemos que es el Fe, porque produce menos Fe_3O_4; el H_2O está en exceso. El rendimiento del producto es 0.100 mol de Fe_3O_4.

Ejemplo 9.10

¿Cuántos gramos de bromuro de plata, AgBr, se pueden formar cuando se mezclan soluciones que contienen 50.0 g de $MgBr_2$ y 100.0 g de $AgNO_3$? ¿Cuántos gramos del reactivo en exceso quedan sin reaccionar?

$$MgBr_2(ac) + 2\ AgNO_3(ac) \longrightarrow 2\ AgBr(s) + Mg(NO_3)_2(ac)$$

Solución

Paso 1 Calculamos los gramos de AgBr que se pueden formar a partir de cada reactivo.

g de reactivo ⟶ mol de reactivo ⟶ mol de AgBr ⟶ g de AgBr

$$50.0\ g\ \cancel{MgBr_2} \times \frac{1\ \cancel{mol\ MgBr_2}}{184.1\ \cancel{g\ MgBr_2}} \times \frac{2\ \cancel{mol\ AgBr}}{1\ \cancel{mol\ MgBr_2}} \times \frac{187.8\ g\ AgBr}{1\ \cancel{mol\ AgBr}} = 102\ g\ AgBr$$

$$100.0\ \cancel{g\ AgNO_3} \times \frac{1\ \cancel{mol\ AgNO_3}}{169.9\ \cancel{g\ AgNO_3}} \times \frac{2\ mol\ \cancel{AgBr}}{2\ \cancel{mol\ AgNO_3}} \times \frac{187.8\ g\ AgBr}{1\ \cancel{mol\ AgBr}} = 110.5\ AgBr$$

Paso 2 Ahora determinaremos el reactivo limitante. Éste es el $MgBr_2$, porque produce menos AgBr; el $AgNO_3$ está en exceso. El rendimiento del producto es 102 g de AgBr.

Paso 3 Calculamos los gramos de $AgNO_3$ sin reaccionar, los que reaccionan con 50.0 g de $MgBr_2$:

g $MgBr_2$ → mol $MgBr_2$ → mol $AgNo_3$ → g $AgNO_3$

$$50.0\ \cancel{g\ MgBr_2} \times \frac{1\ mol\ \cancel{MgBr_2}}{184.1\ \cancel{MgBr_2}} \times \frac{2\ \cancel{mol\ AgNO_3}}{1\ \cancel{mol\ MgBr_2}} \times \frac{169.9\ g\ AgNO_3}{1\ \cancel{mol\ AgNO_3}} = 92.3\ g\ AgNO_3$$

Así, 92.3 g de $AgNO_3$ reaccionan con 50.0 g de $MgBr_2$. La cantidad de Ag NO_3 que queda sin reaccionar es
100.0 g $AgNO_3$ – 92.3 g $AgNO_3$ = 7.7 g $AgNO_3$ sin reaccionar.

La mezcla final contendrá 102 g de AgBr(*s*), 7.7 g de $AgNO_3$ y una cantidad indeterminada (pero que se puede calcular) de $Mg(NO_3)_2$ en la solución.

Práctica 9.6

¿Cuántos gramos de cloruro de hidrógeno se pueden producir con 0.490 g de hidrógeno y 50.0 g de cloro?

$$H_2(g) + Cl_2(g) \longrightarrow 2\ HCl(g)$$

Práctica 9.7

¿Cuántos gramos de sulfato de bario se formarán a partir de 200.0 g de nitrato de bario y 100.0 g de sulfato de sodio?

$$Ba(NO_3)_2(ac) + Na_2SO_4(ac) \longrightarrow BaSO_4(s) + 2\ NaNO_3(ac)$$

Las cantidades de productos que hemos estado calculando a partir de las ecuaciones representan el rendimiento máximo (100%) de producto, de acuerdo con la reacción que representa la ecuación. Hay muchas reacciones, en especial donde intervienen sustancias orgánicas, que no dan un rendimiento del 100%. Las causas principales son reacciones colaterales o secundarias, que producen sustancias distintas al producto principal, y el hecho de que muchas reacciones son reversibles. Además, se puede perder algo de producto al manipularlo y pasarlo de un recipiente a otro. El **rendimiento teórico** de una reacción es la cantidad calculada de producto que se puede obtener a partir de determinada cantidad de reactivo, según la ecuación química. El **rendimiento real** es la cantidad de producto que se obtiene en la práctica.

rendimiento teórico

rendimiento real

rendimiento porcentual

El **rendimiento porcentual** es la relación del rendimiento real entre el rendimiento teórico, multiplicada por 100. Los rendimientos teórico y real deben estar expresados en las mismas unidades para calcular el porcentaje:

$$\frac{\textbf{rendimiento real}}{\textbf{rendimiento teórico}} \times \textbf{100 = rendimiento porcentual}$$

Por ejemplo, si se calcula que el rendimiento teórico de una reacción es 14.8 g y la cantidad de producto que se obtuvo es 9.25 g, el rendimiento porcentual es

$$\text{rendimiento porcentual} = \frac{9.25\ \cancel{g}}{14.8\ \cancel{g}} \times 100 = 62.5\%$$

Ejemplo 9.11

Se preparó tetracloruro de carbono haciendo reaccionar 100. g de disulfuro de carbono con 100. g de cloro. Calcula el rendimiento porcentual, si se obtuvieron 65.0 g de CCl_4 y la reacción es

$$CS_2 + 3Cl_2 \longrightarrow CCl_4 + S_2Cl_2$$

Solución

En este problema necesitamos determinar el reactivo limitante, para calcular la cantidad de CCl_4 (rendimiento teórico) que se puede formar. Después podremos comparar esa cantidad con los 65.0 g de CCl_4 (rendimiento real) para calcular el rendimiento porcentual.

Paso 1 Determinaremos el rendimiento teórico. Calculamos los gramos de CCl_4 que se pueden formar a partir de cada reactivo:

g de reactivo ⟶ mol de reactivo ⟶ mol de CCl_4 ⟶ g de CCl_4

$$100.\ \cancel{g\ CS_2} \times \frac{1\ \cancel{mol\ CS_2}}{76.13\ \cancel{g\ CS_2}} \times \frac{1\ \cancel{mol\ CCl_4}}{1\ \cancel{mol\ CS_2}} \times \frac{153.8\ g\ CCl_4}{1\ \cancel{mol\ CCl_4}} = 202\ g\ CCl_4$$

$$100.\ \cancel{g\ CS_2} \times \frac{1\ \cancel{mol\ Cl_2}}{70.90\ \cancel{g\ Cl_2}} \times \frac{1\ \cancel{mol\ CCl_4}}{3\ \cancel{mol\ Cl_2}} \times \frac{153.8\ g\ CCl_4}{1\ \cancel{mol\ CCl_4}} = 72.3\ g\ CCl_4$$

Paso 2 Determinaremos el reactivo limitante. Es el Cl_2, porque produce menos CCl_4. El CS_2 está en exceso. El rendimiento teórico es 72.3 g de CCl_4.

Paso 3 Cálculo del rendimiento porcentual: según la ecuación, la cantidad máxima, o rendimiento teórico de CCl_3 es 72.3 g de CCl_4 partiendo de 100. g de Cl_2. El rendimiento real es 65.0 g de CCl_4:

$$\text{rendimiento porcentual} = \frac{65.0\ \cancel{g}}{72.3\ \cancel{g}} \times 100 = 89.9\%$$

Ejemplo 9.12

Solución

Se preparó bromuro de plata haciendo reaccionar 200.0 g de bromuro de magnesio con la cantidad adecuada de nitrato de plata. Calcula el rendimiento porcentual si se obtuvieron 375.0 g de bromuro de plata.

$$MgBr_2 + 2\ AgNO_3 \longrightarrow Mg(NO_3)_2 + 2\ AgBr$$

Paso 1 Cálculo del rendimiento teórico. Calcularemos los gramos de AgBr que se pue-den formar:

$$200.0\ g\ \cancel{MgBr_2} \times \frac{1\ \cancel{mol\ MgBr_2}}{184\ g\ \cancel{MgBr_2}} \times \frac{2\ mol\ \cancel{AgBr}}{1\ mol\ \cancel{MgBr_2}} \times \frac{187.8\ g\ AgBr}{1\ mol\ \cancel{AgBr}} = 408.0\ g\ AgBr$$

El rendimiento teórico es 408.0 g de AgBr.

Paso 2 Cálculo del rendimiento porcentual. Según la ecuación, la cantidad máxima posible de AgBr es 408.0 g, si se parte de 200.0 g de $MgBr_2$. El rendimiento real fue 375.0 g de AgBr. Entonces,

$$\text{Rendimiento porcentual} = \frac{375.0\ \cancel{g\ de\ AgBr}}{408.0\ \cancel{g\ de\ AgBr}} \times 100 = 91.91\%$$

Práctica 9.8

Se preparó óxido de aluminio calentando 225 g de óxido de cromo(II) con 125 g de aluminio. Calcula el rendimiento porcentual obtenido, si se obtuvieron 100.0 g de óxido de aluminio y la reacción es

$$2\ Al + 3\ CrO \longrightarrow Al_2O_3 + 3\ Cr$$

Al resolver problemas de estequiometría tendrás mejores resultados si trabajas en forma organizada.

1. Escribe los datos y los números en forma lógica y ordenada.
2. Asegúrate de que las ecuaciones estén balanceadas, y que los cálculos sean exactos y estén expresados con la cantidad correcta de cifras significativas.
3. Recuerda que las unidades son muy importantes. Un número sin unidades tiene muy poco significado

Repaso de conceptos

1. Escribe relaciones molares entre dos sustancias cualesquiera que intervengan en una reacción química.
2. Describe el método de la relación molar para efectuar cálculos estequiométricos.
3. Calcula la cantidad de moles de la sustancia deseada que se puede obtener a partir de una cantidad dada de moles de una sustancia inicial, según una reacción química (cálculos mol-mol).

4. Calcula la masa de una sustancia deseada que se puede obtener a partir de determinada cantidad de moles de una sustancia inicial, según una reacción química, y viceversa (cálculos mol-masa y masa-mol).
5. Calcula la masa de una sustancia deseada que interviene en una reacción química a partir de determinada masa de una sustancia inicial (cálculos masa-masa).
6. Deduce el reactivo limitante cuando se dan las cantidades de sustancias iniciales, y a continuación calcula las moles o la masa de la sustancia deseada que se pueden obtener con determinada reacción química (cálculo del reactivo limitante).
7. Aplica el rendimiento teórico o el rendimiento real a cualquiera de los tipos anteriores de problemas, o calcula los rendimientos teórico y real de reacciones químicas.

Palabras clave

Los términos que se citan a continuación se definieron a lo largo de este capítulo. Después de cada uno aparece el número de la sección donde se explica. En el glosario encontrarás definiciones más detalladas.

estequiometría (9.2)
reactivo limitante (9.6)
relación molar (9.2)
rendimiento porcentual (9.6)
rendimiento real (9.6)
rendimiento teórico (9.6)

Preguntas

Las preguntas se refieren a las tablas, figuras, palabras clave y conceptos que se definieron en el capítulo. Las preguntas o ejercicios más difíciles se indican con un asterisco.

1. La fosfina, PH_3, se puede preparar por hidrólisis del fosfuro de calcio, Ca_3P_2:
   $Ca_3P_2 + 6\ H_2O \longrightarrow 3\ Ca(OH)_2 + 2\ PH_3$
   De acuerdo con esta ecuación, ¿cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas? Demuestra que tu respuesta es correcta.
   a) Una mol de Ca_3P_2 produce 2 mol de PH_3.
   b) Un gramo de Ca_3P_2 produce 2 g de PH_3.
   c) Se producen 3 mol de $Ca(OH)_2$ por cada 2 mol de PH_3 producida.
   d) La relación molar de fosfina a fosfuro de calcio es $\frac{2\text{ mol } PH_3}{1\text{ mol } Ca_3P_2}$
   e) Cuando reaccionan 2.0 mol de Ca_3P_2 con 3.0 mol de H_2O, se pueden formar 4.0 mol de PH_3.
   f) Cuando reaccionan 2.0 mol de Ca_3P_2 con 15.0 mol de H_2O, se pueden formar 6.0 mol de $Ca(OH)_2$.
   g) Cuando reaccionan 200. g de Ca_3P_2 con 100. g de H_2O, el Ca_3P_2 es el reactivo limitante.
   h) Cuando reaccionan 200. g de Ca_3P_2 con 100. g de H_2O, el rendimiento teórico de PH_3 es 57.4 g.
2. La reacción que se usa para preparar comercialmente el cianuro de hidrógeno está representada por la ecuación
   $2\ CH_4 + 3\ O_2 + 2\ NH_3 \longrightarrow 2\ HCN + 6\ H_2O$
   De acuerdo con esta ecuación, ¿cuáles de las afirmaciones siguientes son correctas? Vuelve a redactar las incorrectas para que sean válidas.
   a) Se necesitan tres moles de O_2 por cada 2 mol de NH_3.
   b) Se producen doce moles de HCN por cada 16 mol de O_2 que reaccionan.
   c) La relación molar de H_2O a CH_4 es $\frac{6\text{ mol de } H_2O}{2\text{ mol de } CH_4}$
   d) Cuando se producen 12 mol de HCN, se formarán 4 mol de H_2O.
   e) Cuando se mezclan y se hacen reaccionar 10 mol de CH_4, 10 mol de O_2 y 10 mol de NH_3, el O_2 es el reactivo limitante.
   f) Cuando se mezclan y se hacen reaccionar 3 mol de CH_4, 3 de O_2 y 3 de NH_3, se producen 3 mol de HCN.

Ejercicios relacionados

Los siguientes ejercicios están relacionados uno a uno. A cada ejercicio con número impar sigue uno semejante con número par. Las respuestas a los ejercicios con número par aparecen en el apéndice V.

Ejercicios de repaso de la mol

3. Calcula el número de moles en cada una de las cantidades siguientes:
- **a)** 25.0 g de KNO_3
- **b)** 56 milimol de NaOH
- **c)** 5.4 x 10^2 g de $(NH_4)_2C_2O_4$
- **d)** 16.8 mL de solución de H_2SO_4 (d = 1.727 g/mL, 80.0% de H_2SO_4 en masa)

4. Calcula el número de moles en cada una de las cantidades siguientes:
- **a)** 2.10 kg de $NaHCO_3$
- **b)** 525 mg de $ZnCl_2$
- **c)** 9.8 x 10^{24} moléculas de CO_2
- **d)** 250 mL de alcohol etílico, C_2H_5OH (d = 0.789 g/ml)

5. Calcula los gramos que representa cada una de las cantidades siguientes:
- **a)** 2.55 mol de $Fe(OH)_3$
- **b)** 125 kg de $CaCO_3$
- **c)** 10.5 mol de NH_3
- **d)** 72 milimol de HCl
- **e)** 500.0 mL de Br_2 líquido (d = 3.119 g/mL)

6. Calcula los gramos que representa cada una de las cantidades siguientes:
- **a)** 0.00844 mol de $NiSO_4$
- **b)** 0.0600 mol de $HC_2H_3O_2$
- **c)** 0.725 mol de Bi_2S_3
- **d)** 4.50 x 10^{21} moléculas de glucosa, $C_6H_{12}O_6$.
- **e)** 75 mL de solución de K_2CrO_4 (d = 1.175 g/mL, 20.0% de K_2CrO_4 en masa).

7. ¿Qué contiene mayor cantidad de moléculas: 10.0 g de H_2O, o 10.0 g de H_2O_2?

8. ¿Qué contiene mayor cantidad de moléculas: 25.0 g de HCl u 85.0 g de $C_6H_{12}O_6$?

Ejercicios de relación molar

9. Dada la ecuación de la combustión de alcohol isopropílico

$2\,C_3H_7OH + 9\,O_2 \longrightarrow 6\,CO_2 + 8\,H_2O$

¿cuál es la relación molar de
- **a)** CO_2 a C_3H_7OH?
- **b)** C_3H_7OH a O_2?
- **c)** O_2 a CO_2?
- **d)** H_2O a C_3H_7OH?
- **e)** CO_2 a H_2O?
- **f)** H_2O a O_2?

10. Dada la reacción

$3\,CaCl_2 + 2\,H_3PO_4 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6\,HCl$

determina la relación molar de
- **a)** $CaCl_2$ a $Ca_3(PO_4)_2$
- **b)** HCl a H_3PO_4
- **c)** $CaCl_2$ a H_3PO_4
- **d)** $Ca_3(PO_4)_2$ a H_3PO_4
- **e)** HCl a $Ca_3(PO_4)_2$
- **f)** H_3PO_4 a HCl

11. ¿Cuántas moles de Cl_2 se pueden producir con 5.60 mol de HCl?

$4\,HCl + O_2 \longrightarrow 2\,Cl_2 + 2\,H_2O$

12. ¿Cuántas moles de CO_2 se pueden producir con 7.75 mol de C_2H_5OH? (Primero balancea la ecuación).

$C_2H_5OH + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O.$

13. Dada la ecuación

$Al_4C_3 + 12\,H_2O \longrightarrow 4\,Al(OH)_3 + 3\,CH_4$
- **a)** ¿Cuántas moles de agua se necesitan para reaccionar con 100. g de Al_4C_3?
- **b)** ¿Cuántas moles de $Al(OH)_3$ se producen cuando se forma 0.600 mol de CH_4?

14. Un método antiguo para producir cloro era mediante la reacción de la pirolusita (MnO_2) con ácido clorhídrico. ¿Cuántas moles de HCl reaccionan con 1.05 mol de MnO_2? (Primero balancea la ecuación).

$MnO_2(s) + HCl(ac) \longrightarrow Cl_2(g) + MnCl_2(ac) + H_2O(l).$

15. ¿Cuántos gramos de hidróxido de sodio se pueden producir a partir de 500 g de hidróxido de calcio, de acuerdo con la siguiente ecuación?

$Ca(OH)_2 + Na_2CO_3 \longrightarrow 2\,NaOH + CaCO_3$

16. ¿Cuántos gramos de fosfato de zinc, $Zn_3(PO_4)_2$ se forman cuando reaccionan 10.0 g de Zn con ácido fosfórico?

$3\,Zn + 2\,H_3PO_4 \longrightarrow Zn_3(PO_4)_2 + 3\,H_2$

17. En un alto horno, el óxido de hierro(III) reacciona con coque (carbono) y produce hierro fundido y monóxido de carbono:

$Fe_2O_3 + 3\,C \longrightarrow 2\,Fe + 3\,CO$

¿Cuántos kilogramos de hierro se pueden producir a partir de 125 Kg de Fe_2O_3?

18. ¿Cuántos gramos de vapor y hierro deben reaccionar para producir 375 g de óxido magnético de hierro, Fe_3O_4?

$3\,Fe(s) + 4\,H_2O(g) \longrightarrow Fe_3O_4(s) + 4\,H_2(g)$

19. El etano gaseoso, C_2H_6, se quema en el aire; es decir, reacciona con el oxígeno del aire, para formar dióxido de carbono y agua:
$2\ C_2H_6 + 7\ O_2 \longrightarrow 4\ CO_2 + 6\ H_2O$
- **a)** ¿Cuántas moles de O_2 se necesitan para la combustión completa de 15.0 moles de etano?
- **b)** ¿Cuántos gramos de CO_2 se producen por cada 8.00 g de H_2O?
- **c)** ¿Cuántos gramos de CO_2 se producen por la combustión de 75.0 g de C_2H_6?

20. Dada la ecuación
$4\ FeS_2 + 11\ O_2 \longrightarrow 2\ Fe_2O_3 + 8\ SO_2$
- **a)** ¿Cuántas moles de Fe_2O_3 se pueden fabricar partiendo de 1.00 mol de FeS_2?
- **b)** ¿Cuántas moles de O_2 se necesitan para reaccionar con 4.50 moles de FeS_2?
- c) Si la reacción produce 1.55 mol de Fe_2O_3, cuántas moles de SO_2 se producen?
- **d)** ¿Cuántos gramos de SO_2 se pueden formar partiendo de 0.512 mol de FeS_2?
- **e)** Si la reacción produce 40.6 g de SO_2, ¿cuántas moles de O_2 reaccionaron?
- **f)** ¿Cuántos gramos de FeS_2 se necesitan para producir 221 g de Fe_2O_3?

Ejercicios de reactivo limitante y rendimiento porcentual

21. En las ecuaciones siguientes, determina cuál reactivo es el limitante y cuál está en exceso. Las cantidades que se mezclan se indican abajo de cada reactivo. Comprueba tus respuestas.
- **a)** $\underset{16.0g}{KOH} + \underset{12.0g}{HNO_3} \longrightarrow KNO_3 + H_2O$
- **b)** $2\ \underset{10.0g}{NaOH} + \underset{10.0g}{H_2SO_4} \longrightarrow Na_2SO_4 + 2\ H_2O$

22. En las ecuaciones siguientes determina cuál reactivo es el limitante y cuál está en exceso. Las cantidades que se mezclan se indican abajo de cada reactivo. Comprueba tus respuestas.
- **a)** $\underset{50.0g}{2Bi(NO_3)_3} + \underset{6.00g}{3\ H_2S} \longrightarrow Bi_2S_3 + 6\ HNO_3$
- **b)** $\underset{40.0g}{3\ Fe} + \underset{16.0g}{4\ H_2O} \longrightarrow Fe_3O_4 + 4H_2$

23. La reacción para la combustión del propano es
$C_3H_8 + 5\ O_2 \longrightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$
- **a)** Si se hacen reaccionar 5.0 mol de C_3H_8 con 5.0 mol de O_2, ¿cuántas moles de CO_2 se pueden producir?
- **b)** Si se hacen reaccionar 3.0 moles de C_3H_8 con 20.0 mol de O_2, ¿cuántas moles de CO_2 se producen?
- **c)** Si reaccionan 20.0 moles de C_3H_8 con 3.0 mol de O_2, ¿cuántas moles de CO_2 se pueden producir?

24. La reacción para la combustión del propano es
$C_3H8 + 5\ O_2 \longrightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$.
- **a)** Si reaccionan 20.0 g de C_3H_8 con 20.0 g de O_2, ¿cuántas moles de CO_2 se pueden producir?
- **b)** Si se hacen reaccionar 20.0 g de C_3H_8 con 80.0 g de O_2, ¿cuántas moles de CO_2 se producen?
- **c)** Si se colocan 2.0 mol de C_3H_8 con 14.0 mol de O_2 en un recipiente cerrado, y reaccionan hasta que se consuma alguno de los reactivos, ¿qué compuestos habrá en el recipiente después de la reacción, y cuántas moles habrá de cada uno ?

***25.** Cuando cierto metal X reacciona con HCl, los productos resultantes son XCl_2 y H_2. Escribe y balancea la ecuación. Cuando 78.5 g del metal reaccionan completamente se obtienen 2.42 g de hidrógeno gaseoso. Identifica al elemento X.

***26** Cuando cierto no metal cuya fórmula es X_8 se quema en el aire, se forma XO_3. Escribe una ecuación balanceada para esta reacción. Si 80.0 g de X_8 consumen totalmente 120.0 g de oxígeno, identifica al elemento *X*.

27. El aluminio reacciona con el bromo para formar bromuro de aluminio:
$2\ Al + 3\ Br_2 \longrightarrow 2\ AlBr_3$.
Si se hacen reaccionar 25.0 g de Al y 100. g de Br_2 y se obtienen 64.2 g de $AlBr_3$, ¿cuál es el rendimiento porcentual de la reacción?

28. Se hace reaccionar hierro con una solución que contiene 400. g de sulfato de cobre. Después de una hora se detiene la reacción, habiéndose obtenido 151 g de cobre.
Calcula el rendimiento porcentual del que se obtuvo. La reacción es:
$Fe(s) + CuSO_4(ac) \longrightarrow Cu(s) + FeSO_4(ac)$

***29.** Se puede preparar disulfuro de carbono, CS_2, a partir de coque, C, y de dióxido de azufre, SO_2:
$3\ C + 2\ SO_2 \longrightarrow CS_2 + 2\ CO_2$
Si el rendimiento real de CS_2 es 86.0% del teórico, ¿qué masa de coque se necesita para producir 950 g de CS_2?

***30.** El acetileno, C_2H_2, se puede preparar con la reacción de agua con carburo de calcio, CaC_2:
$CaC_2(s) + 2\ H_2O(l) \longrightarrow C_2H_2(g) + Ca(OH)_2(s)$
Cuando se hacen reaccionar 44.5 g de carburo de calcio comercial (impuro), se produce 0.540 mol de C_2H_2. Suponiendo que haya reaccionado todo el CaC_2 para formar C_2H_2, ¿cuál es el porcentaje de carburo en el material comercial?

Ejercicios adicionales

Los siguientes ejercicios no están relacionados ni agrupados por temas; son para que adquieras más práctica en la aplicación de los conceptos descritos en este capítulo.

31. Una caja de herramientas tiene 6 llaves, 4 destornilladores y 2 pinzas. El fabricante tiene 1000 pinzas, 2000 destornilladores y 3000 llaves almacenados. ¿Puede abastecer un pedido de 600 cajas? Explica tu respuesta.

32. ¿Cuál es la diferencia entre usar un número como subíndice y uno como coeficiente en una reacción química?

33. Las máscaras de oxígeno para suministrar O_2 en casos de emergencia, contienen superóxido de potasio (KO_2), que reacciona con agua según la ecuación

$$4\,KO_2 + 2\,H_2O + 4\,CO_2 \longrightarrow 4\,KHCO_3 + 3\,O_2$$

a) Si una persona que usa esa mascarilla exhala 0.85 g de CO_2 cada minuto, ¿cuántas moles de KO_2 consume en 10.0 minutos?

b) ¿Cuántos gramos de oxígeno se producen en 1.0 hora?

34. El alcohol etílico se prepara por fermentación del azúcar, $C_6H_{12}O_6$ como sigue:

$$C_6H_{12}O_6 \longrightarrow 2\,C_2H_5OH + 2\,CO_2$$

a) ¿Cuántos gramos de alcohol etílico y cuántos de dióxido de carbono se pueden producir a partir de 750 g de azúcar?

b) ¿Cuántos mililitros de alcohol (d = 0.79 g/mL) se pueden producir a partir de 750 g de azúcar?

35. El ácido fosfórico (H_3PO_4) se puede sintetizar a partir de fósforo, oxígeno y agua, de acuerdo con las dos ecuaciones siguientes:

$$4\,P + 5\,O_2 \longrightarrow H_4O_{10}$$

$$P_4O_{10} + 6\,H_2O \longrightarrow 4H_3PO_4$$

Si se usan 20.0 g de P, 30.0 g de O_2 y 15.0 g de H_2O, ¿cuál es la masa del ácido fosfórico que se puede formar?

36. El alcohol metílico (CH_3OH) que se usa en las estufas de alcohol, se combina con el oxígeno del aire para formar dióxido de carbono y agua. ¿cuántos gramos de oxígeno se requieren para quemar 60.0 mL de alcohol metílico (d = 0.72 g/mL)?

37. La hidrazina (N_2H_4) y el peróxido de hidrógeno (H_2O_2) han sido utilzados como combustibles en cohetes, y reaccionan según la ecuación

$$7\,H_2O_2 + N_2H_4 \longrightarrow 2\,HNO_3 + 8\,H_2O.$$

a) ¿Cuántas moles de HNO_3 se forman a partir de 0.33 mol de hidrazina?

b) ¿Cuántas moles de peróxido de hidrógeno se requieren para producir 2.75 mol de agua?

c) ¿Cuántas moles de agua se producen si también se producen 8.72 mol de HNO_3?

d) ¿Cuántos gramos de peróxido de hidrógeno se necesitan para reaccionar totalmente con 120 g de hidrazina?

38. La plata se empaña en presencia del sulfuro de hidrógeno (gas que huele a huevos podridos) y del oxígeno, debido a la reacción

$$4\,Ag + 2\,H_2S + O_2 \longrightarrow 2\,Ag_2S + 2\,H_2O$$

¿Cuántos gramos de sulfuro de plata se pueden formar con una mezcla de 1.1 g de Ag, 0.14 g de H2S y 0.080 g de O_2?

39. Después de sumergir 180.0 g de zinc en un vaso de precipitados con ácido clorhídrico, la reacción cesó. En el vaso quedaron 35 g de zinc sin reaccionar.

$$Zn + HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$$

Primero balancea esta ecuación.

a) ¿Cuántas moles de hidrógeno gaseoso se produjeron?

b) ¿Cuántos gramos de HCl reaccionaron?

40. Para la ecuación de abajo, contesta a) y b):

$$Fe(s) + CuSO_4(ac) \longrightarrow Cu(s) + FeSO_4(ac)$$

a) Cuando se hacen reaccionar 2.0 mol de Fe con 3.0 mol de $CuSO_4$, ¿qué sustancias habrá al terminar la reacción? ¿Cuántas moles de cada sustancia habrá?

b) Cuando se hacen reaccionar 20.0 g de Fe con 40.0 g de $CuSO_4$, ¿qué sustancias estarán presentes al terminar la reacción? ¿Cuántos gramos habrá de cada sustancia ?

41. El alcohol metílico (CH_3OH) se fabrica haciendo reaccionar monóxido de carbono con hidrógeno en presencia de ciertos óxidos metálicos como catalizadores. ¿Cuánto alcohol se puede obtener haciendo reaccionar 40.0 g de CO con 10.0 g de H_2? ¿Cuántos gramos de exceso de reactivo quedan?

***42.** El alcohol etílico (C_2H_5OH) que también se llama alcohol de caña o alcohol de grano, se puede fabricar por fermentación del azúcar, que a su vez proviene del almidón de los granos:

$$C_6H_{12}O_6 \longrightarrow 2\,C_2H_5OH + 2\,CO_2$$

glucosa alcohol etílico

Si el rendimiento de alcohol etílico es 84.6%,

a) ¿qué masa de alcohol etílico se producirá a partir de 750 g de glucosa?

b) ¿qué masa de glucosa debe usarse para producir 475 g de C_2H_5OH?

***43.** El $CaCl_2$y el $MgCl_2$ reaccionan, ambos, con $AgNO_3$ para precipitar AgCl. ¿Cuál de dos soluciones, que contienen masas iguales de $CaCl_2$ y $MgCl_2$ respectivamente, producirá la mayor cantidad de AgCl al reaccionar con soluciones de $AgNO_3$? Demuestra tu respuesta.

***44.** Un astronauta excreta unos 2500 g de agua por día. Si en la nave espacial se usa óxido de litio (Li_2O) para absorber esta agua, ¿cuántos kilogramos de Li_2O debe llevar la nave en un viaje de 30 días con 3 astronautas?

$$Li_2O + H_2O \longrightarrow 2\,LiOH$$

***45.** En la industria, mucho del ácido clorhídrico se prepara haciendo reaccionar ácido sulfúrico concentrado con cloruro de sodio:

$H_2SO_4 + 2\ NaCl \longrightarrow Na_2SO_4 + 2\ HCl$

¿Cuántos kilogramos de H_2SO_4 concentrado (H_2SO_4 al 96% en masa) se requieren para producir 20.0 L de ácido clorhídrico concentrado (d = 1.20 g/mL, 42.0% en masa de HCl?

***46.** El jugo gástrico contiene unos 3.0 g de HCl por litro. Si una persona produce, aproximadamente, 2.5 L de jugo gástrico al día, ¿cuántas tabletas de antiácido, cada una con 400. mg de $Al(OH)_3$, se necesitan para neutralizar todo el HCl que se produce en un día?

$Al(OH)_3(s) + 3\ HCl(ac) \longrightarrow AlCl_3(ac) + 3\ H_2O\ (l)$.

***47.** Cuando se calientan 12.82 g de una mezcla de $KClO_3$ y NaCl, el $KClO_3$ se descompone según la siguiente ecuación:

$2\ KClO_3(s) \longrightarrow 2\ KCl(s) + 3\ O_2(g)$

El NaCl no reacciona. Después del calentamiento, la masa del residuo (KCl y NaCl) es 9.45 g. Suponiendo que toda la pérdida de masa se debe a pérdida de oxígeno gaseoso, calcula el porcentaje de $KClO_3$ en la mezcla original.

48. ¿Qué objeto tiene usar mascarilla en la fabricación de circuitos y máquinas diminutos?

49. ¿Por qué al dióxido de silicio se le llama material de sacrificio en la producción de micromáquinaría?

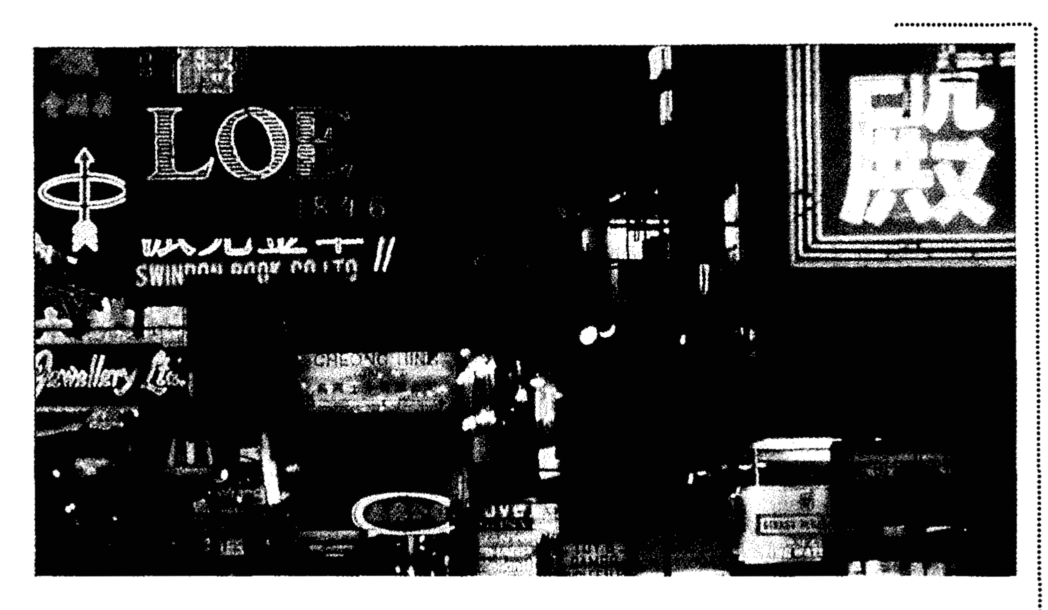
50. ¿Cuáles son algunos de los posibles usos de micromáquinas en nuestra sociedad? Describe algunas de las dificultades que deben salvarse para implanatr esos usos.

Respuestas a los ejercicios de práctica

9.1 0.33 mol Al_2O_3
9.2 7.33 mol $Al(OH)_3$
9.3 0.8157 mol KCl
9.4 27.6 g $CrCl_3$
9.5 348.8 g H_2O
9.6 17.7 g HCl
9.7 164.4 g $BaSO_4$
9.8 88.5% de rendimiento

Capítulo 10

La teoría atómica moderna y la tabla periódica



El brillo de los letreros de neón es el resultado del movimiento de electrones que pasan de un nivel de energía a otro.

¿Cómo podríamos estudiar un objeto demasiado pequeño para poder verlo? Recuerda ese cumpleaños, cuando te regalaron algo que podías adivinar, aun sin abrir. La envoltura y el tamaño de la caja no te decían mucho. Al agitarla, voltearla y levantarla tuviste más pistas indirectas acerca del contenido. Después de manipularla quizás pudiste tener una idea muy buena del contenido del paquete. Pero, ¿era correcta? El único medio de comprobarlo sin lugar a dudas era abrirlo.

Lo mismo sucede a los químicos cuando estudian al átomo. Los átomos son tan pequeños que no es posible utilizar nuestros sentidos y reglas normales para describirlos. El químico trabaja esencialmente a oscuras con este paquete que llamamos átomo. Sin embargo, con el avance de los instrumentos (máquinas de rayos X y microscopios de barrido y tunelización) y de los aparatos de medición (espectrofotómetros e imágenes con resonancia magnética), así como de los conocimientos en matemáticas y probabilidad, comienza a descorrerse el velo de los secretos del átomo.

10.1 Una historia breve

Durante los últimos 200 años se ha acumulado una abrumadora cantidad de datos que respaldan la teoría atómica. Cuando los griegos sugirieron primero la existencia de los áto-

mos, no existía prueba alguna que respaldara sus ideas. Faraday, Arrhenius y otros llevaron a cabo varios experimentos que culminaron con la teoría atómica de Dalton. A causa de las limitaciones de este modelo, Thomson primero y después Rutherford propusieron modificaciones que finalmente condujeron a nuestro moderno concepto del átomo nuclear. Estos primeros modelos atómicos trabajaron muy bien; de hecho, los seguimos usando en la actualidad para visualizar diversos conceptos químicos. Sin embargo, quedan dudas que esos modelos no pueden resolver, como la explicación de cómo se relaciona la estructura atómica con la tabla periódica. En este capítulo, describiremos nuestro modelo moderno del átomo y veremos cómo varía y mejora con respecto a las teorías atómicas anteriores.

10.2 La radiación electromagnética

Durante siglos el hombre ha estudiado la energía y la luz y ha propuesto varios modelos para explicar cómo la energía pasa de un lugar a otro. Una de las formas en las que la energía viaja por el espacio es la **radiación electromagnética**. Como ejemplos de radiación electromagnética tenemos a la luz solar, los rayos X en el consultorio del dentista, las microondas de los hornos, las ondas de radio y televisión y el calor radiante del hogar de la chimenea. Si bien esos ejemplos parecen ser muy distintos, todos se asemejan en ciertos aspectos importantes. Cada uno presenta un comportamiento ondulatorio y todos viajan a la misma velocidad en el vacío: 3.00×10^8 m/s.

El estudio del comportamiento ondulatorio es tema de otro curso, pero necesitaremos tomar algo de su terminología básica para comprender a los átomos. Las ondas tienen tres características básicas: la longitud de onda, la frecuencia y la velocidad. La **longitud de onda** (lambda, λ) es la distancia entre dos máximos o dos valles consecutivos en una onda, como vemos en la figura 10.1. La **frecuencia** (nu, ν) define cuántas ondas pasan por segundo por un determinado punto. La **velocidad** (v) nos dice cuál es la rapidez con la que una onda atraviesa el espacio.

longitud de onda

frecuencia

velocidad

La luz es una forma de radiación electromagnética, que casi siempre se clasifica por su longitud de onda, como vemos en la figura 10.2. Observa que la luz visible sólo es una parte diminuta del espectro electromagnético. Algunos ejemplos de radiación electromagnética donde intervienen intercambios de energía fuera de la región visible son las brasas calientes de un brasero, que transmiten la radiación infrarroja que asa la carne, y las microondas de un horno, que transfieren energía a las moléculas de agua de los alimentos, haciéndolas moverse con más rapidez, aumentando con ello la temperatura del alimento.

Se tienen pruebas de la naturaleza ondulatoria de la luz. Sin embargo, se sabe que un rayo de luz se comporta como una corriente de paquetes diminutos de energía llamados **fotones**. De modo que ¿qué es exactamente la luz? ¿Es una partícula? ¿Es una onda? Los científicos se pusieron de acuerdo con que las propiedades de la radiación electromagnética se pueden describir empleando propiedades de ondas y partículas a la vez. Ninguna de esas explicaciones es la ideal, pero hoy por hoy son nuestros mejores modelos exactos. Los números exactos no tienen incertidumbre.

fotones

10.3 El átomo de Bohr

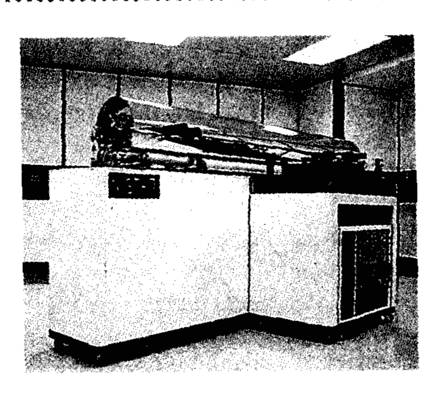
Cuando se trataba de comprender las propiedades de la radiación electromagnética, se comenzaron a acumular las pruebas de que los átomos pueden irradiar luz. A temperaturas altas, o cuando se les somete a voltajes altos, los elementos en estado gaseoso emiten luz de color.

QUÍMICA EN ACCIÓN

Relojes atómicos

Imagínate un reloj que mide el tiempo con una exactitud de un segundo en un millón de años. En Estados Unidos, el Instituto Nacional de Normas y Tecnología, en Boulder, Colorado, tiene un reloj que hace eso. ¡Es algo mejor que el despertador normal, o que el reloj del abuelo o que un reloj de pared en el que a la hora sale un pájaro volando ! Este reloj atómico es el patrón internacional del tiempo y la frecuencia. ¿Cómo trabaja?

Dentro de la lustrosa caja hay varias capas de blindaje magnético. En su corazón se encuentra un horno pequeño que calienta cesio metálico, y lo hace desprender átomos que se juntan en un haz delgado, de 1 mm de ancho. El haz de átomos pasa por un largo tubo de vacío, y al mismo tiempo es excitado por un rayo láser hasta que todos los átomos estén en el mismo estado electrónico.



Reloj atómico del Instituto Nacional de Normas y Tecnología en Boulder, Colorado, Estados Unidos. Se atrasa 1 segundo en 1 millón de años.

A continuación, los átomos pasan a otra cámara llena con microondas que se reflejan. La frecuencia de las microondas es de 9 192 631 770 ciclos por segundo, exactamente la misma que se requiere para excitar a un átomo de cesio de su estado fundamental al nivel de energía inmediato superior. Los átomos excitados de cesio desprenden radiación electromagnética en un proceso llamado fluorescencia. Los circuitos electrónicos mantienen la frecuencia de las microondas en el valor exacto para mantener a los átomos de cesio pasando de un nivel al siguiente. Un segundo equivale a 9 192 631 770 vibraciones de este tipo. El reloj se ajusta a esa frecuencia, y puede indicar la hora exacta durante más de un millón de años.

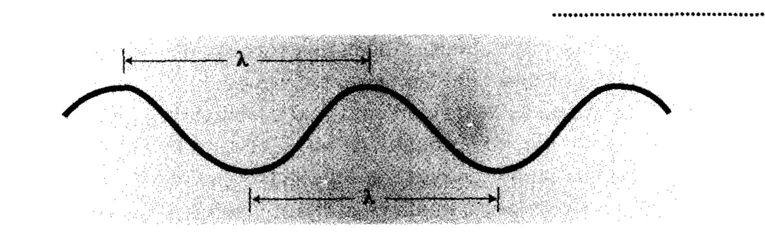


Figura 10.1
En esta onda, λ es la longitud de onda. Se puede medir de máximo a máximo o de valle a valle.

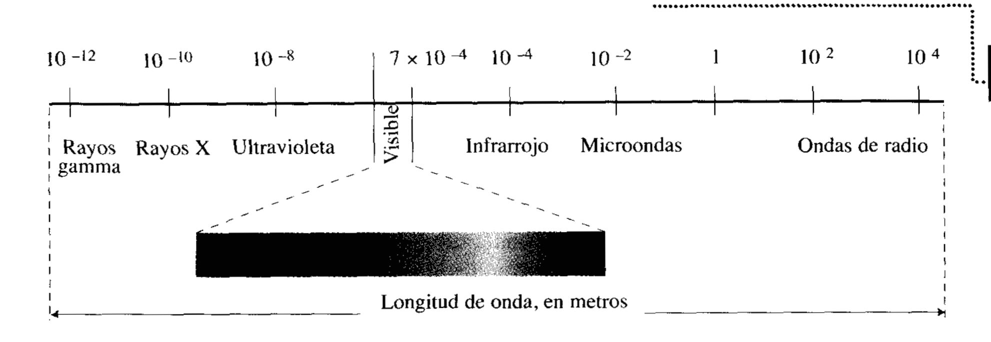


Figura 10.2
El espectro electromagnético.

Por ejemplo, los letreros luminosos de neón muestran muy bien esta propiedad de la materia. Cuando la luz emitida por un gas se hace pasar por un prisma o una rejilla de difracción, se forma un conjunto de líneas brillantes, de colores, que se llama **espectro de líneas**, o de

espectro de líneas


Niels Bohr (1885-1962).

rayas. Estas líneas de color muestran que la luz sólo es emitida en ciertas longitudes de onda, o frecuencias, que corresponden a colores específicos. Cada elemento da lugar a un conjunto único de esas rayas espectrales, distinto de los conjuntos de los demás elementos. En la figura 10.3, podemos ver un espectro de líneas.

Entre 1912 y 1913, al estudiar las líneas del espectro del hidrógeno, el físico danés Niels Bohr (1885-1962) aportó una gran contribución a los conocimientos, en rápida expansión, de la estructura atómica. Sus investigaciones lo llevaron a suponer que los electrones de un átomo existen en regiones específicas a varias distancias del núcleo. También visualizó los electrones como girando en órbitas alrededor del núcleo, como los planetas giran alrededor del Sol.

El primer trabajo que publicó Bohr en este campo fue acerca del átomo de hidrógeno, que describió como un solo electrón girando en órbita alrededor de un núcleo relativamente pesado. Aplicó el concepto de *cuantos* de energía, que el físico alemán Max Planck (1858-1947) había propuesto en 1900, a las líneas espectrales observadas del hidrógeno. Planck estableció que la energía nunca es emitida en forma de una corriente continua, sino sólo en forma de paquetes discretos llamados **cuantos** (del latín *quantus*, que quiere decir cuánto). Basándose en lo anterior, Bohr supuso que los electrones tienen varias energías posibles que corresponden a diversas órbitas posibles, a varias distancias del núcleo. Por consiguiente, un electrón debe estar en un nivel de energía específico; no puede existir entre dos niveles de energía. En otras palabras, se dice que la energía del electrón está cuantizada. Bohr también afirmó que cuando un átomo de hidrógeno absorbe uno o más *cuantos* de energía, este electrón "salta" a un nivel mayor de energía.

cuantos

De este modo, Bohr pudo explicar las líneas espectrales del hidrógeno. Existen varios niveles de energía y el menor de ellos se llama **estado fundamental**. Cuando un electrón "cae" de un nivel de mayor energía a uno de menor (por ejemplo, del cuarto al segundo), se emite un *cuanto* de energía en forma de luz con determinada frecuencia o longitud de onda. Esa luz corresponde a una de las líneas que presenta el espectro del hidrógeno (ve la Fig. 10.3). El espectro contiene varias líneas y cada una corresponde a una diferencia específica de niveles de energía del electrón del átomo de hidrógeno.

estado fundamental

Las propiedades químicas de un elemento y su posición en la tabla periódica dependen del comportamiento de los electrones dentro de los átomos. A su vez, gran parte de nuestros conocimientos acerca del comportamiento de los electrones dentro de los átomos se basa en la espectroscopia. Niels Bohr aportó mucho a nuestros conocimientos de la estructura atómica, al: 1) sugerir niveles cuantizados de energía de los electrones, y 2) demostrar que las líneas espectrales se deben a la radiación de pequeños incrementos de energía, los cuantos de Planck, cuando los electrones pasan de un nivel de energía a otro. Los cálculos de Bohr correlacionaron muy bien las líneas espectrales que se observaban experimentalmente con los niveles de energía del electrón en el átomo de hidrógeno. Sin embargo, no dieron buenos resultados con los átomos más pesados. La estructura atómica necesitaba más desarrollo teórico.

En 1924, el físico francés Louis de Broglie sugirió una hipótesis sorprendente: que todos los objetos tienen propiedades ondulatorias. Utilizó matemáticas muy complicadas para demostrar que las propiedades ondulatorias de un objeto de tamaño normal, como una pelota de béisbol, son demasiado pequeñas para ser observadas. Pero para objetos pequeños, como el electrón, se hacen importantes. Otros científicos confirmaron la hipótesis de Broglie y demostraron que los electrones sí presentan propiedades ondulatorias. Erwin Schrödinger, físico austriaco, creó en 1926 un modelo matemático para describir a los electrones como ondas. Con la mecánica ondulatoria de Schrödinger es posible determinar la probabilidad de localizar a un electrón en determinado lugar en el átomo.

Esta descripción del átomo dio lugar a una nueva rama de la física llamada *mecánica ondulatoria* o *mecánica cuántica*, que forma la base de la comprensión moderna de la

estructura atómica. Aunque la descripción mecánico-ondulatoria del átomo es matemática se puede traducir, cuando menos en parte, a un modelo visual. Es importante reconocer que no se puede ubicar a un electrón con exactitud dentro de un átomo; sin embargo, se aclaró que los electrones no giran alrededor del núcleo en *órbitas*, como postuló Bohr. En lugar de ello, los electrones están en *orbitales*. Uno puede imaginar que un **orbital** es una región del espacio alrededor del núcleo donde hay una gran probabilidad de encontrar determinado electrón. En la próxima sección diremos más acerca del significado de los orbitales.

orbital

10.4 Niveles de energía de los electrones

Una de las ideas que Bohr aportó al concepto moderno del átomo fue que la energía del electrón está cuantizada; esto es, que el electrón está limitado sólo a ciertas energías permitidas. El modelo mecánico ondulatorio del átomo también predice **niveles principales de energía** discretos dentro del átomo. Esos niveles de energía se representan con la letra n, siendo n un entero positivo. El nivel principal mínimo de energía corresponde a $n = 1$, el siguiente a $n = 2$, y así sucesivamente. Cuando n aumenta, la energía del electrón aumenta y, en promedio, el electrón está más alejado del núcleo.

niveles principales de energía

Hay orbitales (las regiones del espacio donde se encuentran los electrones) que corresponden a cada nivel de energía. El primer nivel principal de energía tiene un tipo de **orbital o subnivel**. El segundo nivel principal de energía tiene dos subniveles, y así sucesivamente. Un método bueno para visualizar los subniveles es el triángulo invertido que se muestra en la figura 10.4.

orbital o subnivel

En cada subnivel, los electrones se encuentran dentro de orbitales. Veamos, en orden, cada nivel principal de energía. Este primer nivel principal de energía ($n = 1$) tiene un subnivel. El orbital tiene forma esférica y se representa por $1s$. Es importante entender qué significa la forma esférica del orbital $1s$. El electrón no se mueve por la superficie de la esfera, sino más bien la superficie encierra un espacio donde hay un 90% de probabilidades de encontrar al electrón. Para ayudarnos, podemos considerar que las formas de los orbitales se asemejan a la atmósfera. No hay línea divisoria definida entre la atmósfera y "el espacio". El límite es muy difuso. Lo mismo sucede con los orbitales atómicos. Cada uno tiene una región de densidad máxima, que corresponde aproximadamente a su forma. La probabilidad de encontrar al electrón fuera de esa región baja rápidamente, pero nunca llega a cero. Para subrayar la naturaleza difusa de los límites, con frecuencia se habla de que los orbitales son "nubes" de electrones.



Estampilla conmemorativa de los trabajos de Max Planck (1858-1947).

¿Cuántos electrones puede haber en un orbital $1s$? Para contestar esta pregunta necesitaremos tener en cuenta una propiedad más de los electrones. Esa propiedad se llama **spin** (o espín). Cada electron se representa como si girara sobre un eje, como un globo terrestre. Sólo puede girar en dos direcciones. El spin se representa con una flecha ↑ o ↓. Para ocupar el mismo orbital, los electrones deben tener spines *opuestos*. Esto es, dos electrones con el mismo spin no pueden ocupar el mismo orbital. Con ello respondemos la pregunta ante-

spin



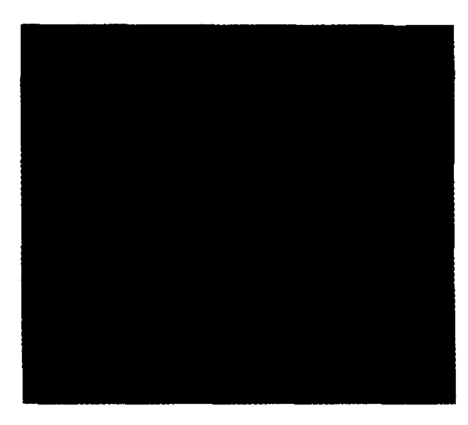
Figura 10.3
Espectro de líneas del hidrógeno. Cada línea corresponde a la longitud de onda de la energía emitida cuando el electrón de un átomo de hidrógeno, habiendo absorbido energía, regresa a un nivel de energía menor, o al nivel fundamental.

QUÍMICA EN ACCIÓN

Ondas en la superficie

Los físicos modernos nos han asombrado con la idea de que las partículas tienen propiedades ondulatorias. Los protones, los electrones y las demás partículas elementales se comportan a veces como ondas y a veces como partículas. Donald Eigler, del Centro de Investigación IBM de Almaden, en San José, California, empleó un microscopio de barrido y tunelización (o barrido y filtración cuántica) a la temperatura de 4K para producir la fotografía que vemos a un lado. La superficie de este cristal de cobre sorprendió incluso a los físicos. Las ondas que podemos ver en la foto son producidas por electrones que se mueven por la superficie del cristal, rebotando con las impurezas (que son los dos agujeros en la foto) del cobre. Puesto que cada electrón se comporta como una onda, interfiere con sí mismo después de reflejarse en una impureza del cobre. La figura de interferencia se llama onda estacionaria, que es una onda que vibra hacia uno y otro lado sin movimiento longitudinal visible, como cuando se rasga una cuerda de violín. Las crestas de las ondas representan las regiones donde es más probable encontrar al electrón en forma de partícula.

Los átomos de los metales pierden con facilidad uno o más electrones, mismos que se mueven libremente dentro del cristal del metal, y forman lo que se llama un "mar de electrones". En la superficie del metal, estos electrones sueltos están confinados a una sola capa que únicamente tiene libertad de movimiento en dos dimensiones. Dentro de esas restricciones, también las partículas se comportan como ondas. La capa electrónica responsable de esta bella figura sólo mide 0.02 Å de espesor. También se han obtenido otras imágenes de ondas electrónicas estacionarias con oro a temperatura ambiente.



Esta foto, resultado de la observación de un cristal de cobre con un microscopio de sensor de barrido, ilustra muy bien la naturaleza ondulatoria de la materia. El aumento es de 215 millones de diámetros, o 215 000 000 X.

rior: un orbital atómico puede tener un máximo de dos electrones, que deben tener spines opuestos. A esta regla se le llama **principio de exclusión de Pauli.** Resumiendo, el primer nivel principal de energía contiene un tipo de orbital (1*s*) que tiene dos electrones como máximo.

principio de exclusión de Pauli

¿Qué sucede con el segundo nivel principal de energía (n = 2)? En este caso hay dos tipos de orbitales o subniveles, 2*s* y 2*p*. El orbital 2*s* tiene forma esférica, por ser el primer nivel principal de energía, pero su tamaño es mayor y su energía mayor que el 1*s*. El segundo tipo de orbital se representa por 2*p*. La forma de esos orbitales es muy distinta de la de los orbitales *s*, y podemos verla en la figura 10.5.

Número de subniveles

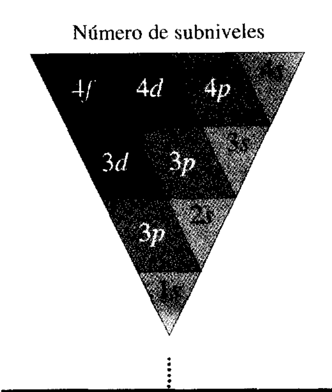


Figura 10.4
Tipos de orbitales presentes en cada uno de los cuatro niveles principales de energía.

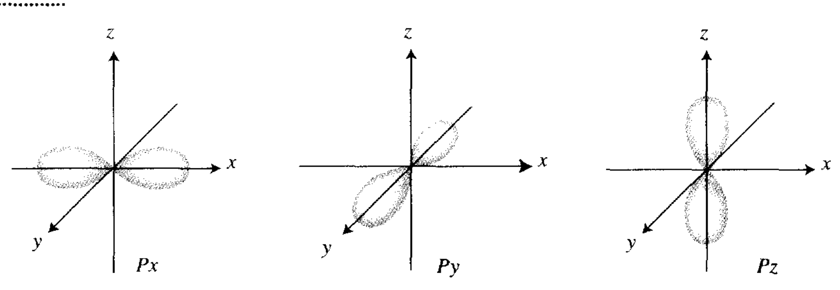
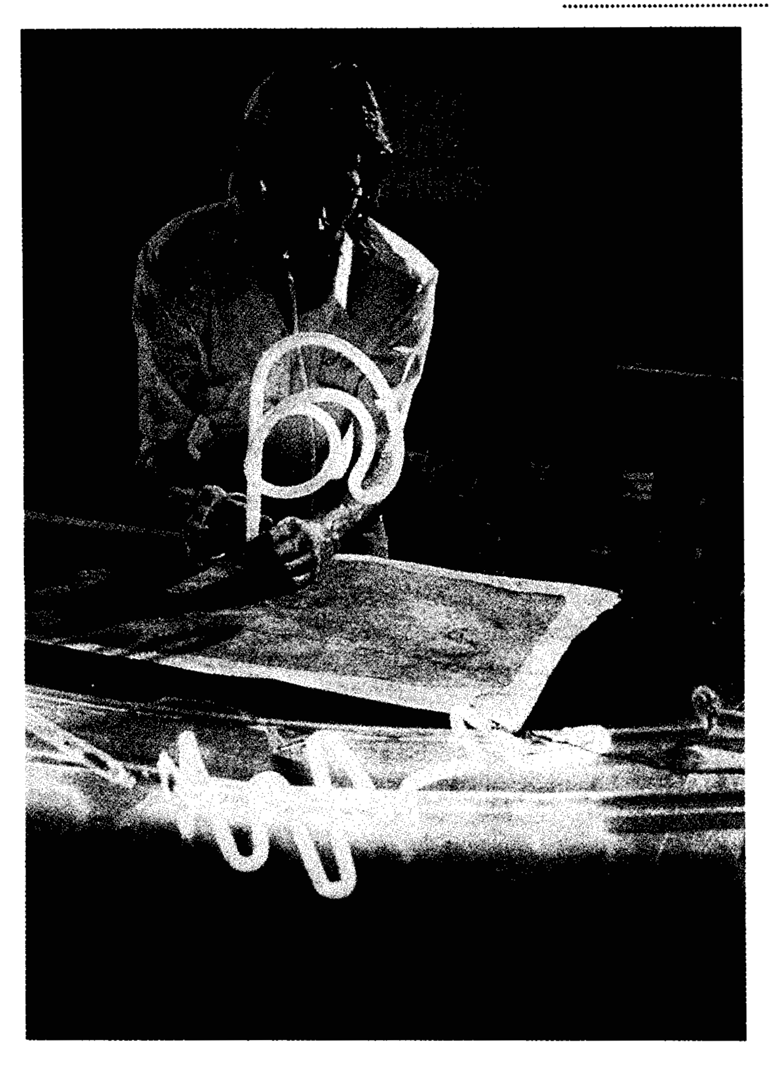


Figura 10.5
Representación, en perspectiva, de los orbitales atómicos p_x, p_y y p_z.

Cada orbital *p* tiene dos "lóbulos." Recuerda que el espacio que encierran estas superficies representa la región donde la probabilidad de encontrar a los electrones es 90%. Observa que hay tres orbitales *p* distintos, y que cada uno se orienta en dirección distinta. Cada orbital *p* puede tener un máximo de dos electrones. Así, la cantidad total de electrones que pueden estar en los tres orbitales *p* es seis. Resumiendo una vez más, el primer nivel principal de energía de un átomo tiene un orbital 1*s*. El segundo nivel principal de energía



La luz de este letrero de neón se produce cuando los electrones caen de un nivel principal de energía a otro inferior.

tiene un orbital 2*s* y tres orbitales 2*p*, que se representan por $2p_x$, $2p_y$ y $2p_z$, como se muestra en la figura 10.6.

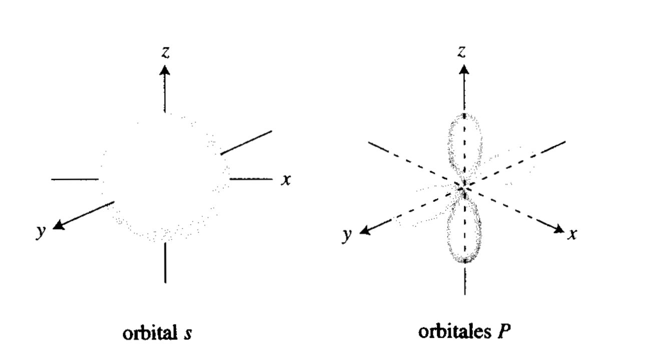


Figura 10.6
Los orbitales del segundo nivel principal de energía son uno 2*s* y tres 2*p*.

El tercer nivel principal de energía tiene tres tipos de orbitales (o subniveles) de energía, que se llaman 3*s*, 3*p* y 3*d*. El orbital 3*s* tiene forma esférica y es mayor que los orbitales 1*s* y 2*s*. Los orbitales $3p_x$, $3p_y$ y $3p_z$ tienen la misma forma que los del segundo nivel, pero son más grandes. Hay cinco orbitales 3*d* y sus formas son las que se muestran

en la figura 10.7. No necesitas memorizar esas formas, pero observa que son distintas de las de los orbitales *p*.

Cada vez que se agrega un nivel de energía principal, también se agrega un tipo nuevo de orbital. Esto tiene sentido, porque notamos que cada nivel de energía corresponde a mayor distancia promedio al núcleo, y que por ser mayor tiene más lugar para nuevos orbitales en cada nivel.

Esta pauta continúa con el cuarto nivel principal de energía. Tiene orbitales 4*s*, 4*p*, 4*d* y 4*f*. Hay un orbital 4*s*, tres 4*p*, cinco 4*d* y siete 4*f*. Las formas de los orbitales *s*, *p* y *d* son iguales a las de los niveles menores, pero su tamaño es mayor. No consideraremos las formas de los orbitales *f*. Para resumir la estructura atómica, veremos ahora los tipos de orbitales asociados con cada nivel principal de energía:

$n = 1$	1*s*			
$n = 2$	2*s*	2*p* 2*p* 2*p*		
$n = 3$	3*s*	3*p* 3*p* 3*p*	3*d* 3*d* 3*d* 3*d* 3*d*	
$n = 4$	4*s*	4*p* 4*p* 4*p*	4*d* 4*d* 4*d* 4*d* 4*d*	4*f* 4*f* 4*f* 4*f* 4*f* 4*f* 4*f*

El átomo de hidrógeno está formado por un núcleo (que contiene un protón) y un electrón moviéndose por fuera alrededor del núcleo. En el estado fundamental, el electrón ocupa un orbital 1s, pero si absorbe energía, el electrón se puede *excitar* y pasar a un nivel mayor de energía.

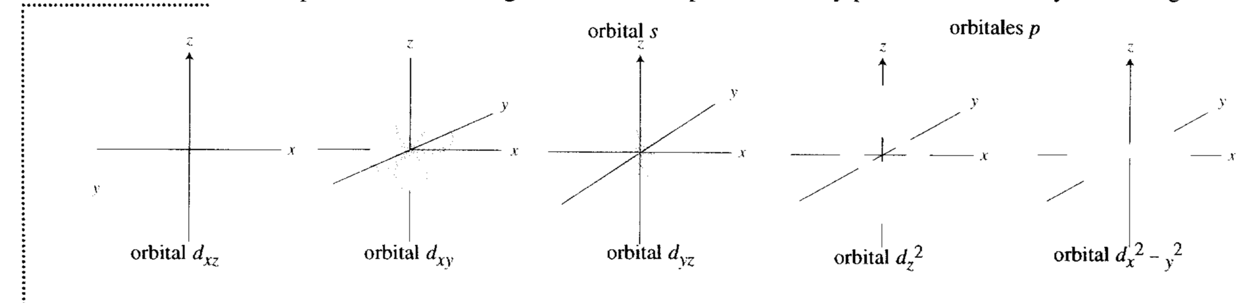


Figura 10.7
Los cinco orbitales *d* se encuentran en el tercer nivel principal de energía, junto con un orbital 3*s* y tres orbitales 3*p*.

El átomo de hidrógeno se puede representar como vemos en la figura 10.8. El diámetro del núcleo es, aproximadamente, de 10^{-13} cm, y el del orbital del electrón es, también aproximadamente, 10^{-8} cm. El diámetro de la nube electrónica de un átomo de hidrógeno es unas 100 000 veces mayor que el diámetro del núcleo.

10.5 Estructuras atómicas de los primeros 18 elementos

Figura 10.8
Aquí vemos el concepto moderno de un átomo de hidrógeno. Está formado por una nube electrónica, con carga negativa, que rodea al protón del núcleo.

Hemos visto que el hidrógeno tiene un electrón que puede ocupar varios orbitales en distintos niveles principales de energía. Debemos considerar ahora la estructura de los átomos que tienen más de un electrón. Hemos aprendido que todos los átomos contienen orbitales semejantes a los del hidrógeno. Por consiguiente, podemos describir las estructuras de los átomos distintos del hidrógeno colocando electrones, sistemáticamente, en esos orbitales. Los siguientes lineamientos se aplican a este proceso:

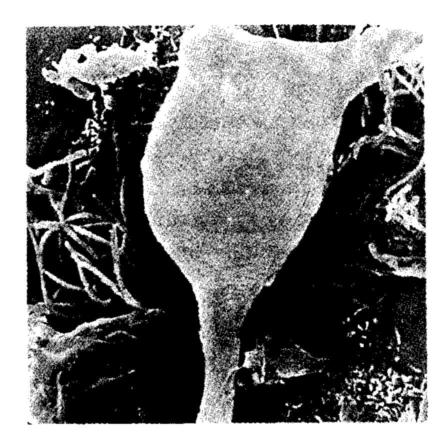
1. Un orbital no puede estar ocupado por más de dos electrones.
2. Los electrones ocupan los orbitales de energía más baja disponibles. Pasan a un orbital de mayor energía sólo cuando los orbitales inferiores se llenan. Para los átomos distintos del hidrógeno, las energías de los orbitales varían en el orden $s < p < d < f$, para determinado valor de n.

QUÍMICA EN ACCIÓN

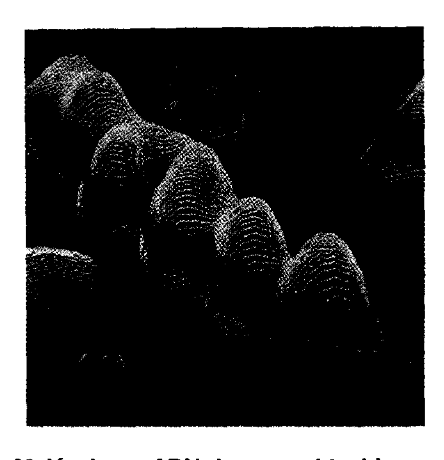
¡Sí señor, se pueden ver los átomos!



Neuronas vistas con microscopio óptico.



Neuronas vistas con microscopio electrónico.



Molécula de ADN; imagen obtenida con un microscopio de barrido y tunelización.

Durante siglos, los científicos han discutido y elaborado teorías acerca de la naturaleza y existencia de los átomos. Hoy, los físicos y los químicos pueden obtener fotografías de átomos, y aun pasarlos individualmente de un lugar a otro. Esta reciente posibilidad de ver los átomos, las moléculas y aun de vigilar el avance de las reacciones químicas es el resultado directo de la evolución del microscopio.

Con un microscopio óptico se pueden ver objetos del tamaño de una célula y para ver objetos más pequeños se necesita un microscopio electrónico. Como el ojo no puede captar un haz de electrones, la imagen se forma en una pantalla fluorescente o en una película fotográfica. Durante algún tiempo se han empleado esos microscopios para fotografiar moléculas grandes. Sin embargo, para ver objetos más diminutos se deben colocar en el vacío y los electrones deben tener alta energía. Si la muestra es frágil, como casi todas las moléculas, se puede destruir antes de haber formado una imagen.

En 1981, Gerd Binnig y Heinrich Rohrer, dos investigadores de IBM, inventaron el primer microscopio de sensor de barrido. Este instrumento difiere sensiblemente de los microscopios anteriores. En ellos, se coloca un sensor cerca de la superficie de una muestra y se mide un parámetro adecuado, como voltaje, campo magnético, etcétera. Al mover el sensor por la superficie se produce una imagen, del mismo modo que un niño determina la identidad de un objeto encerrado en una bolsa opaca. El primero de los instrumentos de sensor de barrido se llamó microscopio de barrido y tunelización (o filtración cuántica). Este microscopio produjo las primeras imágenes nítidas de átomos de silicio, en enero de 1983, la mayor limitación del microscopio de barrido y tunelización es que para poder ver a las moléculas orgánicas, éstas se les debe recubrir con una capa metálica delgada, para que los electrones puedan saltar libremente de la superficie al sensor.

En 1985, un equipo de físicos de la Universidad de Stanford y de IBM resolvieron el problema, con un nuevo instrumento llamado microscopio de fuerza atómica. Con él se miden las diminutas fuerzas eléctricas entre electrones, y no el movimiento real de los electrones de la superficie al sensor. La mayor ventaja de este método es que el sensor es tan benigno que aun las moléculas muy frágiles permanecen intactas. El sensor es un fragmento diminuto de diamante, fijo a otra pieza diminuta de silicio; trabaja como una aguja de fonógrafo. En la Universidad de California, en Santa Bárbara, varios investigadores filmaron una película de la formación de un coágulo sanguíneo a escala molecular.

En la industra, se ha desarrollado otro tipo de instrumento de sensor de barrido, para comprobar la calidad del equipo microelectrónico. Los investigadores de IBM desarrollaron un microscopio de fuerza láser, en el que un diminuto sensor de alambre mide fuerzas pequeñas de atracción, como la tensión superficial del agua, para determinar imperfecciones hasta de 25 átomos de medida transversal.

3. Cada tipo de orbital se ocupa con un solo electrón antes de entrar un segundo electrón. Por ejemplo, los tres orbitales *p* deben contener un electrón antes de que entre otro electrón a uno de ellos.

Podemos utilizar varios métodos para representar las estructuras atómicas de los elementos, dependiendo de lo que tratemos de demostrar. Cuando deseamos mostrar, a la vez, la composición nuclear y la estructura electrónica de cada nivel principal de energía (sin detallar los orbitales), podemos emplear un diagrama como el que se muestra en la figura 10.9.

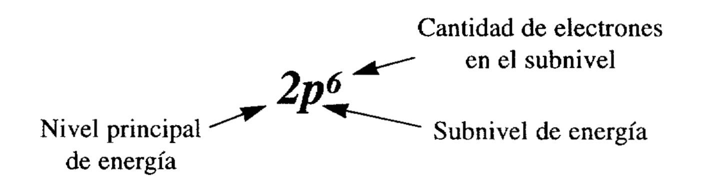


Figura 10.9
Diagramas de la estructura de los átomos de flúor, sodio y magnesio. La cantidad de protones y neutrones se indica en el núcleo. La cantidad de electrones se indica en cada nivel principal de energía, fuera del núcleo.

configuración electrónica

Con cierta frecuencia, nuestro interés está en mostrar el arreglo de los electrones en un átomo, en sus orbitales. Hay dos maneras de hacerlo. El primer método se llama **configuración electrónica**. En este método, anotamos cada tipo de orbital y mostramos la cantidad de electrones en él, como exponente. El diagrama siguiente muestra cómo se lee:

$2p^6$

Nivel principal de energía → 2; Subnivel de energía → p; Cantidad de electrones en el subnivel → 6

diagrama de orbitales

También podemos representar esa configuración con un ***diagrama de orbitales***, en el que éstos se representan mediante cajas agrupadas por subnivel, con flechitas que representan a los electrones. Cuando el orbital contiene un electrón se pone en la caja una flecha que apunta hacia arriba (↑). Si hay una segunda flecha, que apunta hacia abajo (↓), representa al segundo electrón del orbital.

Veamos cada uno de los primeros 20 elementos de la tabla periódica, uno por uno. El orden de llenado de los orbitales de estos elementos es $1s$, $2s$, $2p$, $3s$, $3p$ y $4s$.

El hidrógeno, que es el primer elemento, sólo tiene un electrón. El electrón estará en el orbital $1s$, porque es la posición más favorable (donde será atraído con más fuerza por el núcleo). Las dos representaciones del hidrógeno son:

H.	[↑]	$1s^1$
	Diagrama orbital	Configuración electrónica

El helio, con dos electrones, se puede representar como

He:	[↑↓]	$1s^2$
	Diagrama orbital	Configuración electrónica

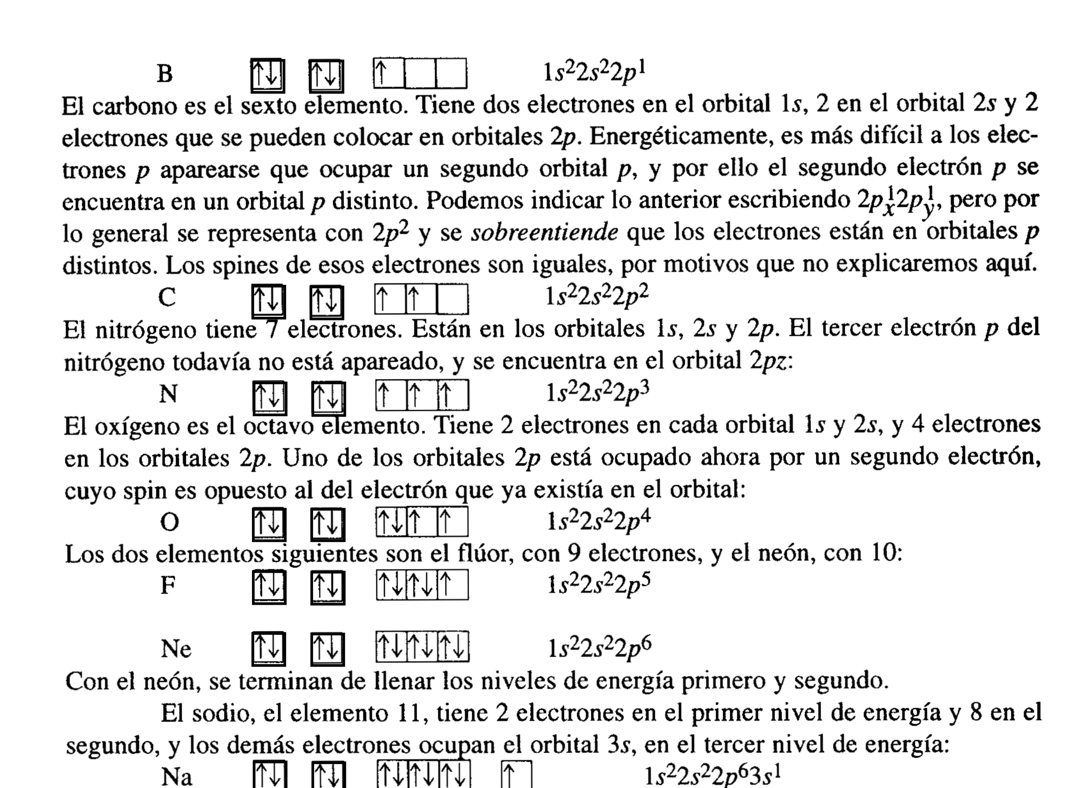
Ahora, el primer nivel de energía se encuentra completo. El tercer electrón de un átomo estará en el segundo nivel de energía. El átomo con tres electrones es el del litio (número atómico 3), cuyo tercer electrón está en el orbital $2s$, del segundo nivel de energía. El litio tiene la siguiente estructura:

Li [↑↓] [↑] $1s^2 2s^1$

Los cuatro electrones del berilio son electrones s:

Be [↑↓] [↑↓] $1s^2 2s^2$

Los seis elementos siguientes muestran el llenado de los orbitales p. El boro tiene el primer electrón p. Como todos los orbitales p tienen la misma energía, no importa cuáles de los orbitales se llenan primero:



B [↑↓] [↑↓] [↑| |] $1s^22s^22p^1$

El carbono es el sexto elemento. Tiene dos electrones en el orbital 1*s*, 2 en el orbital 2*s* y 2 electrones que se pueden colocar en orbitales 2*p*. Energéticamente, es más difícil a los electrones *p* aparearse que ocupar un segundo orbital *p*, y por ello el segundo electrón *p* se encuentra en un orbital *p* distinto. Podemos indicar lo anterior escribiendo $2p_x^12p_y^1$, pero por lo general se representa con $2p^2$ y se *sobreentiende* que los electrones están en orbitales *p* distintos. Los spines de esos electrones son iguales, por motivos que no explicaremos aquí.

C [↑↓] [↑↓] [↑|↑|] $1s^22s^22p^2$

El nitrógeno tiene 7 electrones. Están en los orbitales 1*s*, 2*s* y 2*p*. El tercer electrón *p* del nitrógeno todavía no está apareado, y se encuentra en el orbital 2*pz*:

N [↑↓] [↑↓] [↑|↑|↑] $1s^22s^22p^3$

El oxígeno es el octavo elemento. Tiene 2 electrones en cada orbital 1*s* y 2*s*, y 4 electrones en los orbitales 2*p*. Uno de los orbitales 2*p* está ocupado ahora por un segundo electrón, cuyo spin es opuesto al del electrón que ya existía en el orbital:

O [↑↓] [↑↓] [↑↓|↑|↑] $1s^22s^22p^4$

Los dos elementos siguientes son el flúor, con 9 electrones, y el neón, con 10:

F [↑↓] [↑↓] [↑↓|↑↓|↑] $1s^22s^22p^5$

Ne [↑↓] [↑↓] [↑↓|↑↓|↑↓] $1s^22s^22p^6$

Con el neón, se terminan de llenar los niveles de energía primero y segundo.

El sodio, el elemento 11, tiene 2 electrones en el primer nivel de energía y 8 en el segundo, y los demás electrones ocupan el orbital 3*s*, en el tercer nivel de energía:

Na [↑↓] [↑↓] [↑↓|↑↓|↑↓] [↑] $1s^22s^22p^63s^1$
1*s* 2*s* 2*p* 3*s*

Siguen, en orden, el magnesio (12), el aluminio (13), el silicio 14), el fósforo (15), el azufre (16), el cloro (17) y el argón (18). En la tabla 10.1, vemos el resumen del llenado de los orbitales de los elementos 11 al 18.



Gerd Bennig y Heinrich Rohrer, ganadores del Premio Nobel en 1986 por inventar el microscopio de barrido y tunelización, con el cual se miden las distribuciones electrónicas.

electrones de valencia

Los electrones del nivel de energía más externo (o mayor) de un átomo, se llaman **electrones de valencia**. Por ejemplo, el oxígeno, que tiene la configuración electrónica $1s^22s^22p^4$, tiene electrones en el primero y segundo niveles de energía. En consecuencia, el segundo nivel (2) es el nivel de valencia del oxígeno. Los electrones 2*s* y 2*p* son los electrones de valencia. En el caso del magnesio ($1s^22s^22p^63s^2$), los electrones de valencia están en el orbital 3*s*, porque el nivel más externo que contiene electrones es el tercer nivel de energía. Los electrones de valencia intervienen en el enlazamiento de los átomos para formar compuestos, y tienen interés especial para los químicos, como veremos en el capítulo 11.

TABLA 10.1 **Diagramas de orbitales y configuraciones electrónicas para los elementos 11-18**

Número	Elemento	Orbital 1*s*	2*s*	2*p*	3*s*	3*p*	Configuración electrónica
11	Na	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑		$1s^22s^22p^63s^1$
12	Mg	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓		$1s^22s^22p^63s^2$
13	Al	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑ _ _	$1s^22s^22p^63s^23p^1$
14	Si	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑ ↑ _	$1s^22s^22p^63s^23p^2$
15	P	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑ ↑ ↑	$1s^22s^22p^63s^23p^3$
16	S	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑↓ ↑ ↑	$1s^22s^22p^63s^23p^4$
17	Cl	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑	$1s^22s^22p^63s^23p^5$
18	Ar	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	$1s^22s^22p^63s^23p^6$

10.6 Estructuras electrónicas y la tabla periódica

Hemos visto cómo se asignan electrones a los átomos de los elementos 1 a 18. ¿Cómo se relacionan las estructuras electrónicas de esos átomos con su posición en la tabla periódica? Para contestar, necesitamos ver con más atención la tabla periódica.

La tabla periódica representa los esfuerzos realizadas por los químicos, para organizar a los elementos de una manera lógica. A mediados del siglo XIX, los químicos conocían lo suficiente acerca de las propiedades de los elementos para agrupar las semejanzas entre grupos de elementos. En 1869, Dimitri Mendeleev (1834-1907) en Rusia y Lothar Meyer (1830-1895), en Alemania, publicaron en forma independiente ordenaciones periódicas de los elementos, que se basaban en masas crecientes. El arreglo de Mendeleev es el precursor de la tabla periódica moderna, cuyo nombre se asocia con él. En la figura 10.10 se muestra la tabla periódica.

Número de grupo

9 — Número atómico
F — Símbolo

Periodo	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIII	VIII	VIII	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	Gases nobles
1	1 **H**																	2 **He**
2	3 **Li**	4 **Be**											5 **B**	6 **C**	7 **N**	8 **O**	9 **F**	10 **Ne**
3	11 **Na**	12 **Mg**											13 **Al**	14 **Si**	15 **P**	16 **S**	17 **Cl**	18 **Ar**
4	19 **K**	20 **Ca**	21 **Sc**	22 **Ti**	23 **V**	24 **Cr**	25 **Mn**	26 **Fe**	27 **Co**	28 **Ni**	29 **Cu**	30 **Zn**	31 **Ga**	32 **Ge**	33 **As**	34 **Se**	35 **Br**	36 **Kr**
5	37 **Rb**	38 **Sr**	39 **Y**	40 **Zr**	41 **Nb**	42 **Mo**	43 **Tc**	44 **Ru**	45 **Rh**	46 **Pd**	47 **Ag**	48 **Cd**	49 **In**	50 **Sn**	51 **Sb**	52 **Te**	53 **I**	54 **Xe**
6	55 **Cs**	56 **Ba**	57-71 **La-Lu**	72 **Hf**	73 **Ta**	74 **W**	75 **Re**	76 **Os**	77 **Ir**	78 **Pt**	79 **Au**	80 **Hg**	81 **Tl**	82 **Pb**	83 **Bi**	84 **Po**	85 **At**	86 **Rn**
7	87 **Fr**	88 **Ra**	89 **Ac-Lr**	104 **Unq**	105 **Unp**	106 **Unh**	107 **Uns**	108 **Uno**	109 **Une**									

Figura 10.10
La tabla periódica de los elementos.

Como podemos ver en la figura, cada renglón de la tabla periódica se llama **periodo.** El número de cada periodo es igual al del nivel de energía más externo que contiene electrones en elementos de ese periodo. Los del primer renglón contienen electrones sólo en el nivel de energía 1, mientras que los del segundo renglón contienen electrones en los niveles 1 y 2. En el tercer renglón hay electrones en los niveles 1, 2 y 3, y así sucesivamente.

periodo

grupos, familias

elementos representativos

elementos de transición

Los elementos que se comportan en forma semejante se agrupan en **grupos** o **familias** y forman las columnas de la tabla periódica. Hay varios sistemas de numeración de los grupos. En uno, las columnas se numeran de izquierda a derecha, con los números 1 al 18. Usaremos un sistema que numera las columnas con números romanos y con las letras A y B, como vemos en la figura 10.10. Los grupos A se llaman **elementos representativos**. Los elementos de los grupos B y VIII se llaman **elementos de transición.** En este libro, enfocaremos nuestra atención en los elementos representativos. Además, los grupos o columnas de la tabla periódica tienen, con frecuencia, nombres de familia. Por ejemplo, el grupo de la extrema derecha de la tabla periódica (He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn) se llama *familia de los gases*

nobles. Al grupo IA se le llama *familia de los metales alcalinos*. El grupo IIA es la *familia de metales alcalinotérreos* y el grupo VIIA es la *familia de los halógenos*.

¿Qué relación tiene la estructura de la tabla periódica con las estructuras atómicas de los elementos? Acabamos de ver que los renglones de la tabla periódica se relacionan con el nivel de energía de los electrones más externos, en los átomos de ese renglón. Resumamos ahora las configuraciones de los electrones de valencia para los elementos que hemos visto hasta ahora. En la figura 10.11 se muestran las configuraciones de los electrones de valencia para los primeros dieciocho elementos. Observa que hay una pauta. La configuración de valencia de los elementos de la misma columna es la misma. Sólo el número del nivel de energía es distinto. Es lo que cabría esperar, porque cada nuevo renglón está asociado con un nivel distinto de energía para los electrones de valencia. El comportamiento y las propiedades químicas de los elementos de determinada familia, por consiguiente, deben estar asociados con la configuración electrónica de los elementos.

Las configuraciones electrónicas de los elementos que siguen a estos 18 primeros son muy largas y escribirlas es muy tedioso. Con frecuencia, la configuración electrónica se abrevia con la siguiente notación:

Na $[Ne]3s^1$

IA							Gases nobles
1 **H** $1s^1$	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	2 **He** $1s^2$
3 **Li** $2s^1$	4 **Be** $2s^2$	5 **B** $2s^22p^1$	6 **C** $2s^22p^2$	7 **N** $2s^22p^3$	8 **O** $2s^22p^4$	9 **F** $2s^22p^5$	10 **Ne** $2s^22p^6$
11 **Na** $3s^1$	12 **Mg** $3s^2$	13 **Al** $3s^23p^1$	14 **Si** $3s^23p^2$	15 **P** $3s^23p^3$	16 **S** $3s^23p^4$	17 **Cl** $3s^23p^5$	18 **Ar** $3s^23p^6$

Figura 10.11
Configuraciones electrónicas de la capa de valencia, para los 18 primeros elementos.

Veamos con cuidado la figura 10.11. Observa que los orbitales *p* de los gases nobles están llenos. Si escribimos entre paréntesis rectangulares el símbolo del gas noble, podemos abreviar toda la configuración electrónica para concentrar nuestra atención en los electrones de valencia, que son los que nos interesarán cuando expliquemos el enlazamiento, en el capítulo 11. Para escribir la configuración electrónica abreviada de cualquier elemento, retrocede uno hasta el gas noble anterior y lo escribe entre paréntesis rectangulares. Acto seguido, se escriben los electrones de valencia. A continuación, presentamos algunos ejemplos:

B	$1s^22s^22p^1$	$[He]2s^22p^1$
Cl	$1s^22s^22p^63s^23p^5$	$[Ne]3s^23p^5$
Na	$1s^22s^22p^63s^2$	$[Ne]3s^2$

El orden de llenado de los orbitales es exactamente el que cabe esperar, hasta los orbitales $3p$. Sería lógico suponer que el tercer nivel de energía se llenara con electrones $3d$ antes de que los electrones comenzaran a ocupar el orbital $4s$, pero no es así. El comportamiento y las propiedades de los dos elementos siguientes, el potasio y el calcio, son muy semejantes a los de los elementos de los grupos IA y IIA. Claramente, pertenecen a esos grupos. Los demás elementos del grupo IA y del grupo IIA tienen configuraciones electrónicas que indican que hay electrones de valencia en los orbitales *s*. Por ejemplo, como la configuración electrónica se relaciona con las propiedades del elemento, debemos colocar los últimos electrones del potasio y el calcio en el orbital $4s$. Sus configuraciones electrónicas son

K $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ o $[Ar]4s^1$
Ca $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ o $[Ar]4s^2$

Los elementos del 21 al 30 pertenecen al grupo llamado *elementos de transición* en la tabla periódica. En cada uno de esos elementos, los electrones entran en los orbitales $3d$. Cuando se llenan esos orbitales $3d$, los electrones pasan a ocupar los orbitales $4p$ para completar el cuarto renglón de la tabla periódica. Veamos la relación general entre el llenado de los orbitales y la tabla periódica. Las columnas altas de la tabla (con encabezados IA a VIIA y gases nobles) se llaman con frecuencia *elementos representativos*. En ellos, los electrones de valencia ocupan los orbitales s y p. El número del renglón de la tabla periódica es el del nivel de energía de los electrones de valencia. Los elementos en el centro de la tabla periódica (que se muestran en gris) son los elementos de transición, en los que se están llenando los orbitales d. Observa que el número de los orbitales d es uno menos que el número del renglón en la tabla periódica. Como podemos ver en la figura 10.12, los dos renglones de la parte inferior de la tabla, se llaman *elementos de transición interna*. Los últimos electrones en esos elementos entran en los orbitales f. El número de los orbitales f siempre es menor en dos unidades que el de los orbitales s y p. Casi siempre hay a mano una tabla periódica para poder consultar, así que si comprendes la relación entre los orbitales y la tabla periódica, podrás escribir la configuración electrónica de cualquier elemento. Existen algunas variaciones mínimas a estas reglas, pero en este curso no nos ocuparemos de ellas.

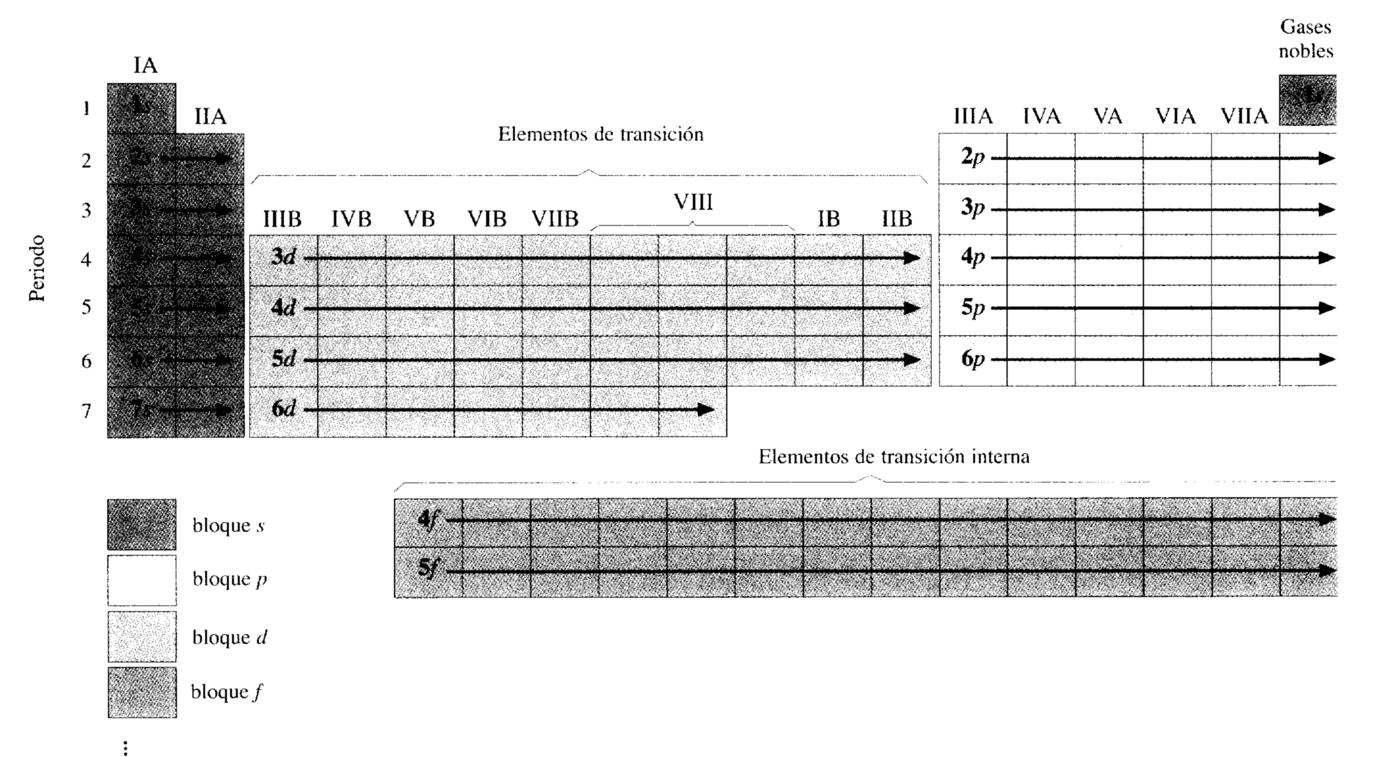
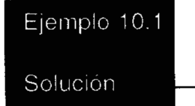


Figura 10.12
Arreglo de los elementos según el subnivel electrónico de su estructura atómica que se está llenando.



Usa la tabla periódica para escribir la configuración electrónica del fósforo y del estaño.

El fósforo es el elemento 15, y está en el periodo 3 grupo VA. La configuración electrónica debe tener llenos el primero y segundo niveles de energía:

P $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

Ejemplo 10.1

Puedes determinar la configuración electrónica avanzando por el renglón y contando los bloques de elementos.

El estaño es el elemento 50 en el periodo 5, grupo IVA, dos lugares después de los metales de transición. Debe tener dos electrones de la serie $5p$. Su configuración electrónica es

Sn $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^65s^24d^{10}5p^2$

Observa que la serie d de electrones siempre está en un nivel de energía menor que el número del periodo.

Práctica 10.1

Usa la tabla periódica para escribir la configuración electrónica del a) O, b) Ca y c) Ti.

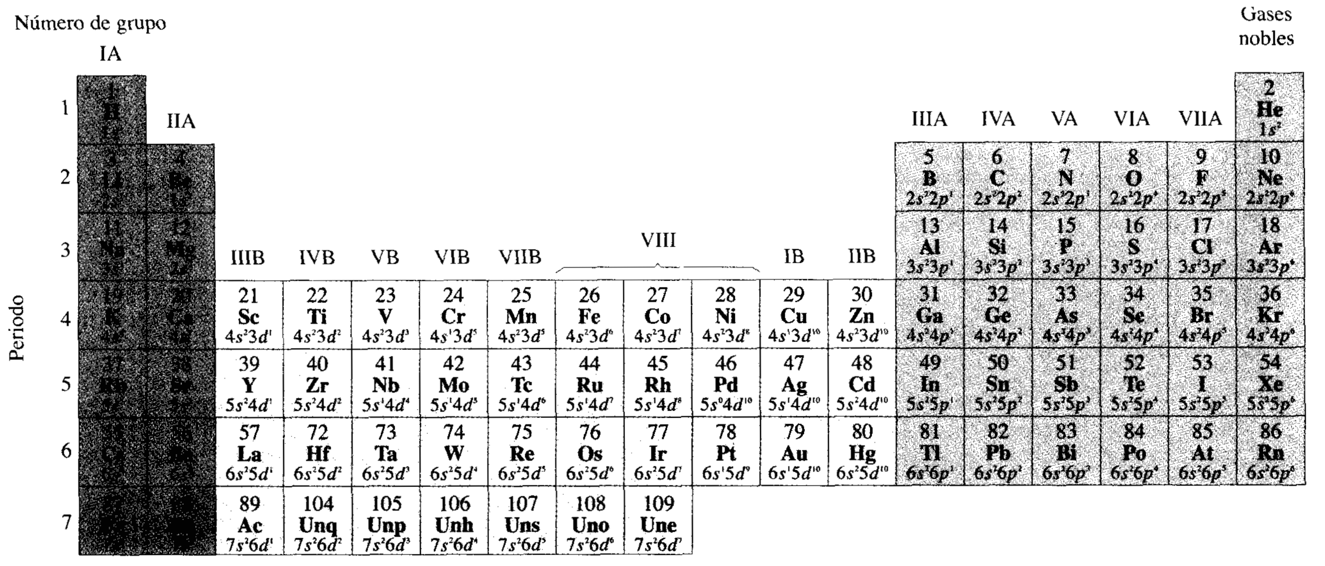


Figura 10.13
Configuraciones de los electrones externos en los elementos.

Antes, los químicos clasificaban a los elementos tomando como base sus propiedades observadas, pero la teoría atómica moderna nos explica por qué las propiedades de los elementos varían periódicamente. Por ejemplo, al formar átomos llenando orbitales con electrones, vemos que en cada nivel de energía hay el mismo tipo de orbitales. Esto quiere decir que reaparece regularmente la misma configuración electrónica en cada nivel. Por esas semejanzas de los electrones externos, los grupos de elementos muestran propiedades químicas semejantes.

Veamos la tabla periódica de la figura 10.13. En ella sólo se muestra la configuración electrónica de las capas externas para los elementos representativos. Esta tabla ilustra los siguientes puntos importantes:

1. En cada renglón, el número del periodo corresponde al mayor nivel de energía ocupado por electrones.
2. Los números de grupo de los elementos representativos son iguales a la cantidad total de electrones en la capa externa de los átomos del grupo. Por ejemplo, los elementos del grupo VIIA siempre tienen la configuración electrónica ns^2np^5. Los electrones d y f siempre están en un nivel inferior de energía que el nivel máximo, y por ello no se consideran como electrones externos.

3. Los elementos de una familia tienen la misma configuración electrónica de capa externa, excepto que los electrones están en distintos niveles de energía.
4. Los elementos en cada uno de los grupos *s*, *p*, *d* y *f* llenan los orbitales *s*, *p*, *d* y *f*, como vemos en la figura 10.12.
5. Existen varias discrepancias en el orden de llenado de los orbitales en los elementos de transición. La explicación de esas discrepancias y otras que hay en los elementos de transición interna no es materia de estudio en este libro.

Ejemplo 10.2

Escribe la configuración electrónica de un átomo de zinc y uno de rubidio.

Solución

El número atómico del zinc es 30; por consiguiente tiene 30 protones y 30 electrones en su átomo neutro. De acuerdo con la figura 10.10, la configuración electrónica de un átomo de zinc es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$. Compruébalo sumando los índices; el total debe ser 30.

El número atómico del rubidio es 37; por consiguiente tiene 37 protones y 37 electrones en su átomo neutro. Con algo de práctica en el uso de la tabla periódica se puede escribir directamente la configuración electrónica. En este caso es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$. Compruébalo sumando los índices, que deben totalizar 37.

Repaso de conceptos

1. Describe al átomo que propuso Niels Bohr.
2. Describe las contribuciones a la teoría atómica que hicieron Dalton, Thomson, Rutherford, Bohr y Schrödinger. Consulta también el capítulo 5.
3. Explica el significado de orbital electrónico.
4. Explica cómo se puede determinar una configuración electrónica consultando la tabla periódica.
5. Escribe la configuración electrónica de cualquiera de los primeros 56 elementos.
6. Indica los lugares de los metales, no metales, metaloides y gases nobles en la tabla periódica. (Consulta el capítulo 3, como ayuda).
7. Indica las áreas de la tabla periódica donde se llenan los orbitales *s*, *p*, *d* y *f*.
8. Determina la cantidad de electrones de valencia en cualquier átomo de los elementos del grupo A.
9. Describe la diferencia entre elementos representativos y elementos de transición.
10. Identifica a los grupos de elementos por sus nombres especiales de familia.
11. Describe los cambios en la estructura de la capa externa de electrones a) al avanzar de izquierda a derecha en un periodo y b) cuando va uno de arriba a abajo en un grupo.
12. Explica la relación entre el número del grupo y la cantidad de electrones en la capa externa, en los elementos representativos.

Palabras clave

Los términos que se citan a continuación se definieron a lo largo de este capítulo. Después de cada uno aparece el número de sección donde se explica. En el glosario encontrarás definiciones más detalladas.

configuración electrónica (10.5)
cuantos (10.3)
diagrama de orbitales (10.5)
electrones de valencia (10.5)
elementos de transición (10.6)
elementos representativos (10.6)
espectro de líneas (10.3)
estado fundamental (10.3)
fotones (10.2)
frecuencia (10.2)
grupos y familias (10.6)
longitud de onda (10.2)
niveles principales de energía (10.4)
orbital (10.3), (10.4)
periodo (10.6)
principio de exclusión de Pauli (10.4)
spin (10.4)

Preguntas

Las preguntas se refieren a las tablas, figuras, palabras clave y conceptos que se definieron en el capítulo. Las preguntas o ejercicios más difíciles se indican con un asterisco.

1. ¿Qué es un orbital electrónico?
2. ¿Bajo qué condiciones puede un segundo electrón entrar en un orbital que ya contiene un electrón?
3. ¿Qué significa que la estructura electrónica de un átomo esté en su estado fundamental?
4. ¿En qué se diferencian los orbitales 1*s* y 2*s*? ¿En qué se parecen?
5. ¿Qué letras se usan para determinar los diversos orbitales?
6. Haz una lista de los siguientes subniveles, en orden de energía en aumento: 2*s*, 2*p*, 4*s*, 1*s*, 3*d*, 3*p*, 4*p*, 3*s*.
7. ¿Cuántos electrones *s*, *p* y *d* es posible tener en cualquier nivel de energía?
8. ¿Cuál es la diferencia principal entre un orbital y una órbita de Bohr?
9. Explica cómo y por qué se modificó el modelo atómico de Bohr para obtener el modelo de átomo con nube electrónica.
10. Haz un esquema de los orbitales *s*, p_x, p_y y p_z.
11. En la designación $3d^7$, describe el significado de 3, *d* y 7.
12. Describe la diferencia entre los elementos de transición y los representativos.
13. Desde el punto de vista de la estructura electrónica, ¿qué tienen en común los elementos del bloque *s*?
14. Escribe los símbolos de los elementos cuyos números atómicos son 8, 16, 34, 52 y 84. ¿Qué tienen en común esos elementos?
15. Escribe los símbolos de los elementos de la familia que tienen siete electrones en su nivel de energía externo.
16. ¿Cuál es la máxima cantidad de elementos que puede haber en cualquier periodo? ¿Qué periodos tienen esa cantidad?
17. Desde el punto de vista del nivel de energía, ¿en qué difiere la colocación del último electrón en los elementos del grupo A de la de los elementos del grupo B?
18. Determina los lugares, en la tabla periódica moderna, en los que los elementos no están en la secuencia adecuada respecto a su masa atómica.
19. ¿Cuáles de las afirmaciones siguientes son correctas? Vuelve a redactar las incorrectas para que sean válidas.
    a) En el estado fundamental, los electrones tienden a ocupar los orbitales que tienen la mínima energía posible.
    b) La cantidad máxima de electrones *p* en el primer nivel de energía es seis.
    c) Un electrón 2*s* está en un nivel de energía menor que un electrón 2*p*.
    d) La estructura electrónica de un átomo de carbono es $1s^22s^22p^2$.
    e) Los orbitales electrónicos $2p_x$, $2p_y$ y $2p_z$ están, todos, en el mismo estado de energía.
    f) El nivel de energía de un electrón 3*d* es mayor que el de un electrón 4*s*.
    g) La estructura electrónica de un átomo de calcio es $1s^22s^22p^63s^23p^63d^2$.
    h) El tercer nivel de energía puede tener 18 electrones como máximo.
    i) La cantidad máxima de electrones *d* en el tercer nivel de energía es diez.
    j) El primer electrón *f* se presenta en el cuarto nivel principal de energía.

k) Los átomos de todos los gases nobles (excepto el helio) tienen ocho electrones en su nivel externo de energía.
l) Un orbital p tiene simetría esférica respecto al núcleo.
m) Un átomo de nitrógeno tiene dos electrones en un orbital $1s$, dos en un orbital $2s$ y uno en cada uno de tres orbitales $2p$ distintos.
n) Cuando un orbital contiene dos electrones, éstos tienen spines paralelos.
o) La teoría de Bohr propuso que los electrones giran alrededor del núcleo en órbitas circulares.
p) De acuerdo con los resultados de sus experimentos, Bohr dijo que la carga positiva y casi toda la masa de un átomo se concentran en su núcleo, que es muy pequeño.

20. ¿De las siguientes afirmaciones, cuáles son correctas? Vuelve a redactar las incorrectas para que sean válidas.
a) Las propiedades de los elementos son funciones pe-riódicas de sus números atómicos.
b) Hay más elementos no metálicos que metálicos.
c) El calcio es miembro de la familia de los metales alcalinotérreos.
d) El hierro pertenece a la familia de los metales alcalinos.
e) El bromo pertenece a la familia de los halógenos.
f) El neón es un gas noble.
g) Los elementos del grupo A no contienen subniveles d ni f parcialmente llenos.
h) Un átomo de aluminio (grupo IIIA) tiene cinco electrones en su capa externa.
i) El elemento $[Ar]4s^23d^{10}4p^5$ es un halógeno.
j) El elemento $[Kr]5s^2$ es un no metal.
k) El elemento con Z = 12 forma compuestos semejantes a los del elemento con Z = 37.
l) El nitrógeno, el flúor, el neón, el galio y el bromo son no metales.
m) El átomo que tiene una capa externa de electrones $5s^25p^2$ debe estar en el periodo 6, grupo IVA.
n) El elemento, no descubierto todavía, cuyo número atómico es 118 debe ser un gas noble.

Ejercicios relacionados

Los siguientes ejercicios están relacionados uno a uno. A cada ejercicio con número impar sigue otro semejante con número par. Las respuestas a los ejercicios con número par aparecen en el apéndice V.

21. ¿Cuántos protones hay en el núcleo de un átomo de los siguientes elementos?
(a) H
(b) B
(c) Sc
(d) U

22. ¿Cuántos protones hay en el núcleo de un átomo de los siguientes elementos?
(a) F
(b) Ag
(c) Br
(d) Sb

23. Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos:
(a) B
(b) Ti
(c) Zn
(d) Br
(e) Sr

24. Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos:
(a) cloro
(b) plata
(c) litio
(d) hierro
(e) yodo

25. Explica por qué se forman las líneas espectrales del hidrógeno.

26. Explica cómo usó Bohr los datos del espectro del hidrógeno para respaldar su modelo atómico.

27. ¿Cuántos orbitales hay en el tercer nivel de energía? ¿Cuáles son?

28. ¿Cuántos electrones puede haber en el cuarto nivel de energía?

29. Escribe los diagramas orbitales de los elementos siguientes:
(a) N
(b) Cl
(c) Zn
(d) Zr
(e) I

30. Escribe los diagramas orbitales de los elementos siguientes:
(a) Si
(b) S
(c) Ar
(d) V
(e) P

31. ¿Cuáles átomos tienen las siguientes configuraciones electrónicas?

(a) $1s^22s^22p^63s^2$
(b) $1s^22s^22p^63s^23p^1$
(c) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^8$
(d) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^5$

32. ¿Cuáles átomos tienen las siguientes configuraciones electrónicas?

(a) $[Ar]4s^23d^1$
(b) $[Ar]4s^23d^{10}$
(c) $[Kr]5s^24d^{10}5p^2$
(d) $[Xe]6s^1$

33. Indica las configuraciones electrónicas de los elementos cuyos números atómicos son:

(a) 8
(b) 11
(c) 17
(d) 23
(e) 28
(f) 34

34. Indica las configuraciones electrónicas de los elementos cuyos números atómicos son:

(a) 9
(b) 26
(c) 31
(d) 39
(e) 52
(f) 10

35. Identifica los átomos cuyos diagramas de estructura atómica son:

(a) (16p, 16n) $2e^-$ $8e^-$ $6e^-$
(b) (28p, 32n) $2e^-$ $8e^-$ $16e^-$ $2e^-$

36. Escribe los diagramas (como los del ejercicio 35) de la estructuras atómicas de los átomos siguientes:

(a) $^{27}_{13}$**Al**
(b) $^{48}_{22}$Ti

37. ¿Por qué el undécimo electrón del átomo de sodio está en el tercer nivel de energía y no en el segundo?

38. ¿Por qué el último electrón del potasio está en el cuarto nivel de energía y no en el tercero?

39. ¿Cuál estructura electrónica tienen en común los gases nobles?

40. Desde el punto de vista electrónico, ¿qué es exclusivo de los gases nobles?

41. ¿Cómo se relacionan entre sí los elementos de un periodo?

42. ¿Cómo se relacionan entre sí los elementos de un grupo?

43. ¿Qué tienen en común las estructuras electrónicas de los metales alcalinos?

44. ¿Por qué esperarías que los elementos zinc, cadmio y mercurio estén en la misma familia química?

45. De las estructuras electrónicas siguientes, ¿cuáles representan a elementos de la misma familia química?

(a) $1s^22s^1$
(b) $1s^22s^22p^4$
(c) $1s^22s^22p^2$
(d) $1s^22s^22p^63s^23p^4$
(e) $1s^22s^22p^63s^23p^6$
(f) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^2$
(g) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^1$
(h) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^1$

46. De las estructuras electrónicas siguientes, ¿cuáles representan a elementos de la misma familia química?

(a) $[He]2s^22s^6$
(b) $[Ne]3s^1$
(c) $[Ne]3s^2$
(d) $[Ne]3s^23p^3$
(e) $[Ar]4s^23d^{10}$
(f) $[Ar]4s^23d^{10}4p^6$
(g) $[Ar]4s^23d^5$
(h) $[Kr]5s^24d^{10}$

47. En la tabla periódica, el calcio, elemento 20, está rodeado por los elementos 12, 19, 21 y 38. ¿Cuáles de ellos tienen las propiedades físicas y químicas que se asemejan más a las del calcio?

48. En la tabla periódica, el fósforo, elemento 15, está rodeado por los elementos 14, 7, 16 y 33. ¿Cuáles de ellos tienen las propiedades físicas y químicas que más se asemejan a las del fósforo?

49. Clasifica como metales, no metales o metaloides a cada uno de los elementos siguientes (si necesitas ayuda, repasa el capítulo 3):

(a) potasio
(b) plutonio
(c) azufre
(d) antimonio

50. Clasifica como metales, no metales o metaloides a cada uno de los elementos siguientes (si necesitas ayuda, repasa el capítulo 3):

(a) yodo
(b) tungsteno
(c) molibdeno
(d) germanio

51. ¿En qué periodo y grupo aparece por primera vez un electrón en un orbital *d*?

52. ¿En qué periodo y grupo aparece por primera vez un electrón en un orbital *f*?

53. ¿Cuántos electrones hay en el nivel de valencia de los elementos de los grupos IIIA y IIIB? ¿Por qué son distintos?

54. ¿Cuántos electrones hay en el nivel de valencia de los elementos de los grupos VIIA y VIIB? ¿Por qué son distintos?

Ejercicios adicionales

Los siguientes ejercicios no están relacionados ni agrupados por temas; son para que adquieras más práctica en la aplicación de los conceptos descritos en este capítulo.

55. Si todos los orbitales de un átomo pudieran tener tres electrones y no dos, ¿cuáles serían los números atómicos y las identidades de los tres primeros gases nobles?

56. ¿Por qué el espectro de emisión del nitrógeno tiene muchas más líneas espectrales que el del hidrógeno?

57. Entre los primeros 100 elementos de la tabla periódica, ¿cuántos tienen
(a) cuando menos un electrón *s*?
(b) cuando menos un electrón *p*?
(c) cuando menos un electrón *d*?
(d) cuando menos un electrón *f*?

58. En cada uno de los elementos siguientes, ¿qué porcentaje de sus electrones son *s*?
(a) He (d) Se
(b) Be (e) Cs
(c) Xe

59. ¿Cuántos pares de electrones de valencia poseen los siguientes elementos?
(a) O (d) Xe
(b) P (e) Rb
(c) I

60. Supón que usamos una bola de espuma para representar cierto átomo. Si el radio de la bola es 1.5 cm y el radio de un átomo es 1.0×10^{-8} cm, ¿cuántos aumentos tiene la representación? Expresa tu respuesta en forma de una relación.

61. ¿Cuál es el primer elemento de la tabla periódica que satisface cada una de las condiciones siguientes?
(a) Tiene un conjunto completo de orbitales *p*.
(b) Tiene dos electrones 4*p*.
(c) Tiene siete electrones de valencia.
(d) Tiene tres electrones sin formar par

62. Explica en qué difieren los microscopios de sensor de barrido de los microscopios más antiguos.

63. Describe el funcionamiento de un microscopio de barrido y tunelización.

64. ¿Cuál es la diferencia entre un microscopio de barrido y tunelización y uno de fuerza atómica?

65. El oxígeno es un gas y el azufre es un sólido. ¿Qué tienen las estructuras electrónicas de esos elementos que hace que estén agrupados en la misma familia?

66. ¿En cuáles grupos se localizan los elementos de transición?

67. ¿En qué difieren las estructuras electrónicas de los elementos de transición y las de los elementos representativos?

Trata de contestar los ejercicios 68 a 71 sin consultar la tabla periódica.

68. Los números atómicos de los gases nobles son 2, 10, 18, 36, 56 y 86. ¿Cuáles son los números atómicos de los elementos que tienen seis electrones en sus capas externas?

69. El elemento número 87 está en el grupo IA, periodo 7. Describe su nivel más externo de energía. ¿Cuántos niveles electrónicos de energía tiene?

70. Si el elemento 36 es un gas noble, ¿en qué grupos esperas que estén los elementos 35 y 37?

71. Escribe, en un párrafo, una descripción de las características generales de la tabla periódica.

72. Algunas personas han propuesto la existencia del elemento 117. Si existiera,
(a) ¿cuál sería su configuración electrónica?
(b) ¿cuántos electrones de valencia tendría?
(c) ¿a qué elemento se parecería, probablemente?
(d) ¿a qué familia y periodo pertenecería?

73. ¿Cuál es la relación entre dos elementos, si
(a) uno de ellos tiene 10 electrones, 10 protones y 10 neutrones, y el otro 10 electrones, 10 protones y 12 neutrones?
(b) uno de ellos tiene 23 electrones, 23 protones y 27 neutrones, y el otro 24 electrones, 24 protones y 26 neutrones?

74. ¿Existe alguna pauta para localizar a los elementos gaseosos en la tabla periódica? ¿Hay alguna pauta para localizar a los elementos líquidos? ¿Hay alguna pauta para localizar a los elementos sólidos?

Respuestas a los ejercicios de práctica

10.1 (a) O $1s^22s^22p^4$
(b) Ca $1s^22s^22p^63s^23p^64s^2$
(c) Ti $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^2$

Capítulo 11

Enlaces químicos y la formación de compuestos a partir de los átomos



Esta caverna de caliza muestra las asombrosas estalactitas y estalagmitas formadas por carbonato de calcio.

Durante siglos hemos visto que determinados metales se adhieren a un imán. Los globos se pueden pegar a una pared. ¿Por qué? En los comerciales de televisión vemos que un superconductor flota en el aire. Se anuncian, como el transporte del futuro, los trenes rápidos de levitación. ¿Cómo trabajan? En todos estos casos se ponen en acción fuerzas de atracción y repulsión.

Es interesante, porque muchas veces se dice que, entre los humanos, "los opuestos se atraen" y "los semejantes se repelen". Las atracciones nos proporcionan amistades y relaciones agradables, mientras que las fuerzas de repulsión pueden llevar al debate y al antagonismo. A lo largo de nuestras vidas formamos y rompemos lazos interpersonales.

En química, también vemos este fenómeno. Las sustancias forman enlaces químicos, como resultado de atracciones eléctricas. Estos enlaces originan la inmensa diversidad de compuestos que vemos en la naturaleza.

11.1 Tendencias periódicas de las propiedades atómicas

Aunque la teoría atómica y la configuración electrónica nos pueden ayudar a comprender la estructura y el comportamiento de los elementos, es importante recordar que el diseño de la

tabla periódica se basó en la observación de las propiedades de los elementos. Antes de proceder a usar el concepto de estructura atómica para explicar cómo y por qué se combinan los átomos para formar compuestos, necesitamos comprender las propiedades características de los elementos, así como las tendencias que tienen esas propiedades en la tabla periódica. Esas tendencias de propiedades observadas nos permiten, con ayuda de la tabla periódica, predecir con precisión las propiedades y las reacciones de muchas sustancias sin necesidad de tener a mano la sustancia o llevar a cabo la reacción.

Metales y no metales

En la sección 3.8, comenzamos a estudiar la tabla periódica, clasificando los elementos en metales, no metales y metaloides. La línea gruesa, como escalera, que comienza en el boro y avanza diagonalmente hacia abajo de la tabla periódica separa a los elementos en metales y no metales. Casi siempre, los metales que tienen brillo son maleables y buenos conductores del calor y la electricidad. Los no metales son exactamente lo contrario: opacos, quebradizos y malos conductores. Los metaloides se encuentran en el borde de la línea gruesa y pueden tener propiedades de metales y de no metales al mismo tiempo.

La mayor parte de los elementos es metal (ve la Fig 11.1). Los metales se encuentran del lado izquierdo de la línea escalonada, mientras que los no metales están hacia la parte superior derecha de la tabla. Observa que el hidrógeno no cabe en esta clasificación de metales y no metales. Presenta propiedades no metálicas en condiciones normales, aun cuando sólo tiene un electrón externo, como los metales alcalinos. El hidrógeno es considerado como un elemento excepcional.

Las propiedades químicas de los metales y de los no metales son las que más nos interesan. Los metales tienden a perder electrones y a formar iones positivos, mientras que los no metales tienden a ganar electrones y a formar iones negativos. Cuando un metal reacciona con un no metal, con frecuencia sucede una transferencia de electrones del metal al no metal.

Figura 11.1
Clasificación de los elementos en metales, no metales y metaloides.

Metales
Metaloides
No metales

1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 La*	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac†	104 Unq	105 Unp	106 Unh	107 Uns	108 Uno	109 Une									

*	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
†	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

Radio atómico

En la figura 11.2, vemos los radios relativos de los átomos de algunos elementos. Observa que el radio de los átomos tiende a aumentar al avanzar hacia abajo en cada grupo, y que tiende a disminuir al avanzar de izquierda a derecha en cada periodo.

IA IIA IIIA IVA VA VIA VIIA Gases nobles

Figura 11.2
Radios atómicos relativos de algunos elementos representativos. El radio atómico disminuye al avanzar en un periodo y aumenta al bajar por un grupo.

El aumento en el radio al bajar por una columna se explica si recordamos la estructura electrónica de los átomos. Por cada lugar que se baja por una columna se agrega otro nivel de energía al átomo. La distancia media del núcleo al borde exterior del átomo debe aumentar, por haber agregado un nivel más de energía. Los átomos se agrandan cuando los electrones entran en esos niveles de mayor energía.

Para explicar la disminución del radio atómico al avanzar por un renglón se necesitan hacer más razonamientos. Al pasar de izquierda a derecha por un periodo, agregamos electrones en el mismo grupo o bloque, al mismo nivel de energía. Dentro de determinado nivel de energía se espera que los orbitales tengan, más o menos, el mismo tamaño. Por ello podríamos esperar que los átomos tengan aproximadamente el mismo tamaño en el periodo. Pero cada vez que agregamos un electrón también hay un protón más en el núcleo. El aumento de la carga positiva del núcleo tira de los electrones hacia el núcleo y el resultado es una disminución gradual del radio atómico al avanzar por un renglón de la tabla periódica.

Energía de ionización

energía de ionización

La **energía de ionización** de un átomo es la energía que se requiere para quitarle un electrón. Por ejemplo,

$$Na + \text{energía de ionización} \longrightarrow Na^+ + e^-$$

La primera energía de ionización es la requerida para quitar el primer electrón, el más externo, a un átomo; la segunda energía de ionización es la cantidad requerida para quitar el segundo electrón de ese átomo y así sucesivamente.

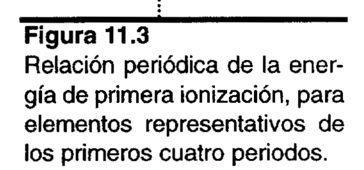
La tabla 11.1 muestra las energías de ionización para sacar de uno a cinco electrones de varios elementos. Vemos que se necesitan cantidades cada vez mayores de energía para quitar el segundo, tercero, cuarto y quinto electrones. Y esto es lógico, porque al quitar los electrones no disminuye la carga positiva del núcleo; los electrones que quedan se retienen cada vez más. También, los datos de la tabla 11.1 muestran que se necesita una energía extremadamente alta (marcada en negritas) cuando se quita un electrón de una estructura de gas noble, lo que indica claramente la estabilidad de esta configuración.

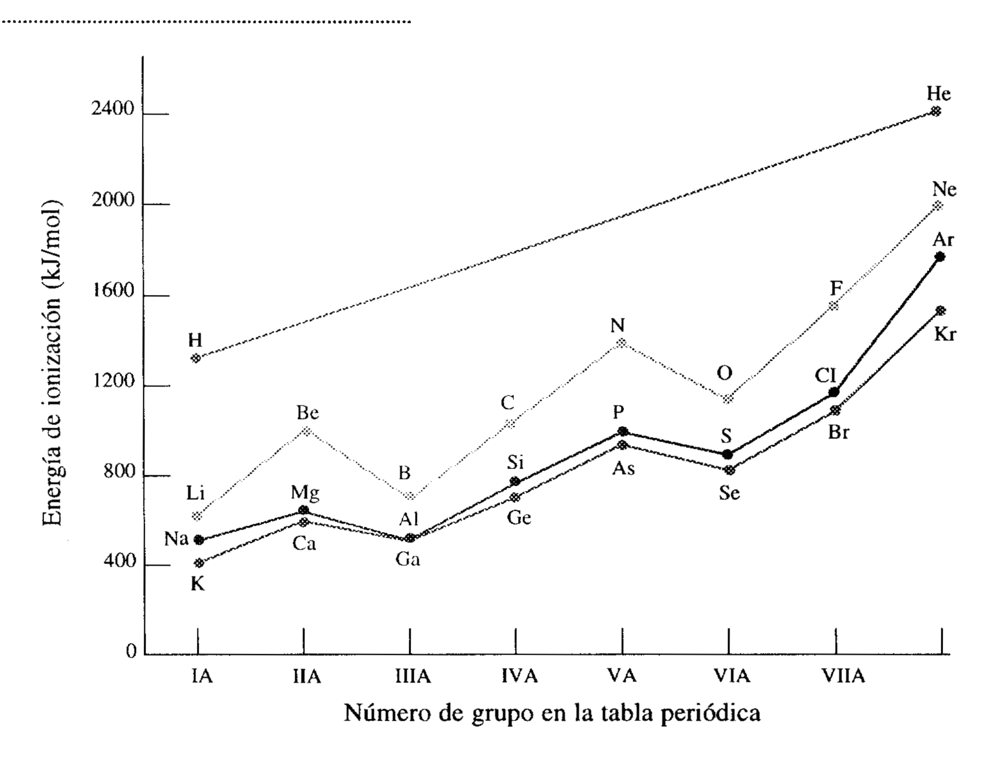
TABLA 11.1 **Energías de ionización de algunos elementos***

	Cantidades de energía requeridas (kJ/mol)				
Elemento	**1ª e⁻**	**2ª e⁻**	**3ª e⁻**	**4ª e⁻**	**5ª e⁻**
H	1 314				
He	**2 372**	5 247			
Li	520	**7 297**	11 810		
Be	900	1 757	**14 845**	21 000	
B	800	2 430	3 659	**25 020**	32 810
C	1 088	2 352	4 619	6 222	**37 800**
Ne	**2 080**	3 962	6 276	9 376	12 190
Na	496	**4 565**	6 912	9 540	13 355

*Los valores están expresados en kilojoules por mol, e indican las energías necesarias para quitar de 1 a 5 electrones por átomo. En negritas se indica la energía necesaria para quitar un electrón de una estructura de gas noble.

Experimentalmente se han determinado las primeras energías de ionización de casi todos los elementos. La figura 11.3 es una gráfica de ellas, para algunos elementos de los cuatro primeros periodos. En ella podemos ver los siguientes conceptos importantes:


Figura 11.3
Relación periódica de la energía de primera ionización, para elementos representativos de los primeros cuatro periodos.



1. La energía de ionización de los elementos del grupo A disminuye al avanzar de arriba a abajo en un grupo. Por ejemplo, en el grupo IA, la energía de ionización varía de 520 kJ/mol para el Li a 419 kJ/mol para el K.
2. La energía aumenta gradualmente al avanzar de izquierda a derecha por un periodo. Los gases nobles tienen un valor relativamente alto, que confirma su naturaleza inerte (no reactiva).

No todos los metales se comportan exactamente igual. Algunos ceden electrones con mucho mayor facilidad que otros. En la familia de los metales alcalinos, el cesio cede su electrón 6*s* con mucho mayor facilidad que cuando el litio cede su electrón 2*s*. Esto tiene sentido, si consideramos que el tamaño de los átomos aumenta al bajar por el grupo. La distancia del núcleo a los electrones externos aumenta, y la energía de ionización disminuye. Los me-tales más activos químicamente están en la parte inferior izquierda de la tabla periódica.

Los no metales tienen energías de ionización relativamente grandes en comparación con las de los metales. Los no metales tienden a ganar electrones para formar aniones. Como los no metales están al lado derecho de la tabla periódica, no nos debe sorprender que sus energías de ionización tiendan a aumentar de izquierda a derecha de un periodo. Los no metales más activos están en la esquina *superior* derecha de la tabla periódica.

11.2 Estructuras atómicas de Lewis

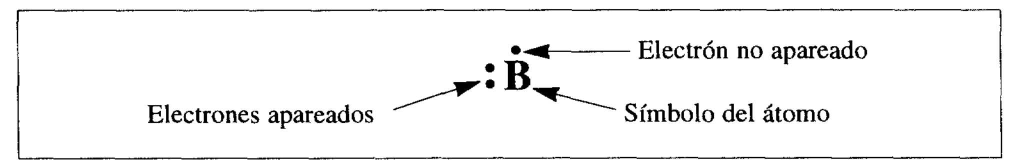
Los metales tienden a formar cationes, iones con carga positiva, y los no metales forman aniones, iones con carga negativa, y con ello alcanzan una estructura estable de electrones de valencia. Para muchos elementos, este nivel estable de valencia contiene ocho electrones, dos *s* y seis *p*, idéntico a la configuración de electrones de los gases nobles. Los átomos sufren rearreglos de su estructura electrónica para disminuir su energía química potencial (o hacerse más estables). Estos rearreglos se logran perdiendo, ganando o compartiendo electrones con otros átomos. Por ejemplo, un átomo de hidrógeno puede aceptar un segundo electrón, para adquirir una estructura electrónica igual que la del helio, que es gas noble. Un átomo de flúor puede ganar un electrón y adquirir una estructura electrónica como la del neón.



Gilbert N. Lewis (1875-1946) en su laboratorio.

estructura de Lewis

Los electrones de valencia, del nivel externo de energía en un átomo, son los responsables de la actividad electrónica que se presenta en la formación de enlaces químicos. La **estructura de Lewis** de un átomo es una representación que muestra los electrones de valencia de ese átomo. Gilbert N. Lewis (1875-1946), químico estadounidense, propuso emplear el símbolo para indicar al elemento y puntos para representar a los electrones. La cantidad de puntos colocados alrededor del símbolo es igual a la cantidad de electrones s y p en el nivel externo de energía del átomo. Los puntos apareados representan electrones apareados; los puntos no apareados, electrones no apareados. Por ejemplo, **H·** es el símbolo de Lewis del átomo de hidrógeno, $1s^1$; **:Ḃ** es el símbolo de Lewis de un átomo de boro, cuyos electrones de valencia son $2s^22p^1$. En el caso del boro, el símbolo B representa al núcleo de boro y a los electrones $1s^2$; los puntos sólo representan a los electrones $2s^22p^1$.



El método de Lewis se usa mucho, no sólo debido a su simplicidad de expresión, sino también porque gran parte del comportamiento químico de los átomos se relaciona directamente con los electrones de sus niveles externos de energía. En la figura 11.4 se muestran las estructuras de Lewis para los elementos comprendidos entre el hidrógeno y el calcio.

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	Gases nobles
H·							He:
Li·	Be:	:Ḃ	:Ċ·	:N̈·	·Ö:	:F̈:	:N̈e:
Na·	Mg:	:Ȧl	:Ṡi·	:Ṗ·	·S̈:	:C̈l:	:Är:
K·	Ca:						

Figura 11.4
Estructuras de Lewis de los primeros 20 elementos. Los puntos representan electrones sólo en el nivel externo de energía.

Ejemplo 11.1

Escribe la estructura de Lewis para un átomo de fósforo.

Solución

Primero, determinamos la estructura electrónica del átomo de fósforo. Es $1s^22s^22p^63s^23p^3$. Observa que hay cinco electrones en el nivel externo de energía; son los $3s^23p^3$. Escribimos el símbolo del fósforo e indicamos los cinco electrones en forma de puntos alrededor del símbolo:

:Ṗ· (con un punto debajo)

Los electrones $3s^2$ son apareados y se representan con un par de puntos. Los electrones $3p^3$, que no son apareados, se representan mediante puntos aislados.

Un método rápido para determinar la cantidad correcta de puntos (electrones) en una estructura de Lewis es usar el número de grupo. Para los grupos A de la tabla periódica, el número romano es igual a la cantidad de electrones en la estructura de Lewis.

Práctica 11.1

Escribe la estructura de Lewis para los elementos siguientes:
a) N, b) Al, c) Sr, d) Br

11.3 Enlace iónico: la transferencia de electrones de un átomo a otro

El comportamiento químico de muchos elementos, en especial de los elementos representativos, se basa en adquirir una estructura electrónica de la capa externa como la de los gases nobles, químicamente estables. Con la excepción del helio, esta estructura estable consiste de ocho electrones en la capa externa (ve la tabla 11.2).

TABLA 11.2 Arreglo de los electrones en los gases nobles *

		Estructura electrónica					
Gas noble	**Símbolo**	n=1	2	3	4	5	6
Helio	He	$\mathbf{1s^2}$					
Neon	Ne	$1s^2$	$\mathbf{2s^22p^6}$				
Argón	Ar	$1s^2$	$2s^22p^6$	$\mathbf{3s^23p^6}$			
Kriptón	Kr	$1s^2$	$2s^22p^6$	$3s^23p^63d^{10}$	$\mathbf{4s^24p^6}$		
Xenón	Xe	$1s^2$	$2s^22p^6$	$3s^23p^63d^{10}$	$4s^24p^64d^{10}$	$\mathbf{5s^25p^6}$	
Radón	Rn	$1s^2$	$2s^22p^6$	$3s^23p^63d^{10}$	$4s^24p^64d^{10}4f^{14}$	$5s^25p^65d^{10}$	$\mathbf{6s^26p^6}$

*Todos los gases nobles, excepto el helio, tienen ocho electrones en su nivel externo de energía.

Observamos las estructuras electrónicas del sodio y del cloro, para ver cómo cada elemento puede adquirir una estructura de ocho electrones en su capa externa. Un átomo de sodio tiene once electrones: dos en el primer nivel de energía, ocho en el segundo y uno en el tercero. Un átomo de cloro tiene diecisiete electrones: dos en el primer nivel de energía, ocho en el segundo y siete en el tercero. Si un átomo de sodio cede, o pierde, su electrón 3*s*, vacía su tercer nivel de energía y se transforma en un ion sodio con configuración electrónica idéntica a la del neón, que es un gas noble. Este proceso requiere energía:

$$(11+)\ 2e^-8e^-\ 1e^- \longrightarrow \left[(11+)\ 2e^-8e^-\right]^{1+} + 1e^-$$

Átomo de Na ($1s^22s^22p^63s^1$) Ion Na^+ ($1s^22s^22p^6$)

Un átomo que ha perdido o ganado electrones tendrá carga positiva o negativa, dependiendo de qué partes, protones o electrones, haya en exceso. Recuerda que un átomo cargado o grupo de átomos cargado se llama *ion*.

Al perder un electrón con carga negativa, el átomo de sodio se transforma en una partícula con carga positiva, llamada ion sodio. La carga +1 se debe a que el núcleo todavía contiene once protones con carga positiva, y los orbitales electrónicos sólo contienen diez electrones, con carga negativa. En este caso, la carga del ion se indica con un signo más (+) y se escribe como índice después del símbolo del elemento: Na^+.

Un átomo de cloro tiene siete electrones en el tercer nivel de energía y necesita aparear un electrón con su electrón $3p$, que está sin aparear, para adquirir la estructura de capa externa estable del argón. Al ganar un electrón, el átomo de cloro se transforma en un ion cloruro (Cl^-), partícula con carga negativa que contiene diecisiete protones y dieciocho electrones. En este proceso se desprende energía:

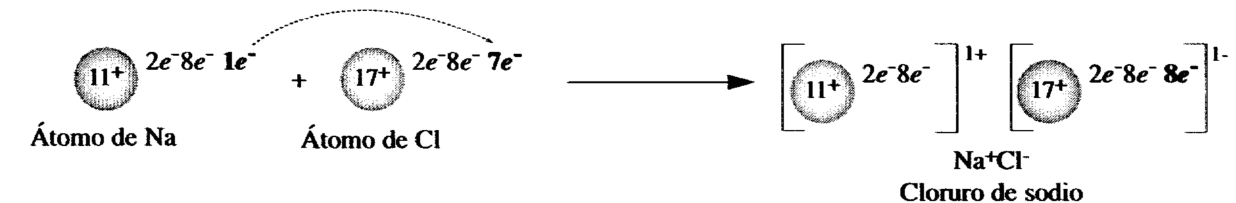
$$(17^+)\ 2e^- 8e^- 7e^- + \mathbf{1e^-} \longrightarrow \left[(17^+)\ 2e^- 8e^- \mathbf{8e^-}\right]^{1-}$$

Átomo de Cl ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$) Ion Cl^- ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$)

Ahora pongamos a reaccionar entre sí a los átomos de sodio y cloro. El electrón $3s$ del átomo de sodio pasa al orbital semilleno $3p$ del átomo de cloro, y se forman un ion sodio positivo y un ion cloruro negativo. Se forma el compuesto cloruro de sodio porque los iones Na^+ y Cl^- se atraen fuertemente entre sí, ya que sus cargas electrostáticas son de signo contrario. La fuerza que mantiene unidos a los iones de carga opuesta se llama **enlace iónico:**

enlace iónico

Transferencia del electrón



Na^+Cl^-
Cloruro de sodio

Conviene recordar que un catión siempre es menor que su átomo generador, mientras que un anión siempre es mayor que su átomo generador.

La representación de Lewis para la formación del cloruro de sodio es:

$$Na\cdot + \cdot\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}: \longrightarrow [Na]^+[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:]^-$$

La reacción química entre el sodio y el cloro es muy enérgica y produce mucho calor, además de la sal que se forma. Cuando de una reacción química se desprende energía, los productos son más estables que los reactivos. Observa que en el NaCl ambos átomos adquieren una estructura electrónica de gas noble.

El cloruro de sodio está formado por cristales cúbicos, en los que cada ion sodio está rodeado por seis iones cloruro, y cada ion cloruro por seis iones sodio, excepto en las superficies del cristal. Un cristal visible de cloruro de sodio es un agregado de millones de esos iones, en orden regular, pero la relación de iones sodio a cloruro es 1 a 1, por consiguiente la fórmula es NaCl. En la figura 11.5 se muestra el arreglo de la red cristalina del cloruro de sodio.

En la figura 11.6, podemos ver y comparar los tamaños relativos de los átomos de sodio y cloro con los de sus iones. El ion sodio es menor que el átomo debido principalmente a que: 1) El átomo de de sodio perdió su capa externa de un electrón, reduciendo con esto su tamaño; 2) los diez electrones restantes son atraídos por once protones y, por lo tanto, son jalados hacia el núcleo. Por el contrario, el ion cloruro es más grande que el átomo

porque: 1) tiene 18 electrones pero sólo 17 protones y 2) la atracción nuclear sobre cada electrón disminuye, permitiendo al átomo de cloro expandirse en cuanto forma un ion.

Hemos visto que cuando el sodio reacciona con el cloro, cada átomo se transforma en ion. El cloruro de sodio, como todas las sustancias iónicas, se mantiene unido por la atracción entre las cargas positivas y negativas. Un **enlace iónico** es la atracción entre iones con carga opuesta.

enlace iónico

Los enlaces iónicos se forman siempre que uno o más electrones pasan de un átomo a otro. Los metales, que atraen relativamente poco a sus electrones de valencia, tienden a formar enlaces iónicos cuando se combinan con los no metales.

Es importante darse cuenta de que las sustancias con enlaces iónicos no existen en forma de moléculas. Por ejemplo, en el cloruro de sodio no sólo existe enlace entre un ion sodio único y un ion cloruro único. Cada ion sodio en el cristal atrae a seis iones cloruro vecinos; a su vez, cada ion cloruro, con carga negativa, atrae a seis iones sodio positivos vecinos (ve la Fig. 11.5).

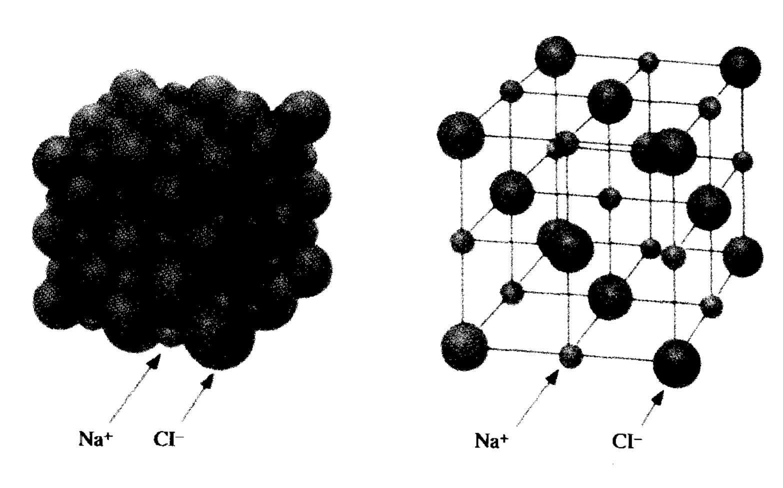


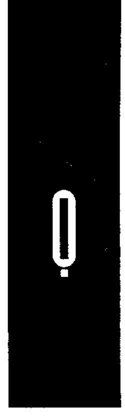
Figura 11.5
Cristal de cloruro de sodio. El diagrama representa un fragmento pequeño de cloruro de sodio que forma cristales cúbicos. Cada ion sodio está rodeado por seis iones cloruro, y cada ion cloruro está rodeado por seis iones sodio.

Por lo general, un metal tiene uno, dos o tres electrones en su nivel externo de energía. Al reaccionar, los átomos de metal pierden esos electrones y adquieren la estructura electrónica de un gas noble, transformándose en iones positivos. Por otro lado, a un no metal sólo le faltan pocos electrones para tener la estructura electrónica de un gas noble en su nivel externo de energía y en consecuencia tiene tendencia a ganar electrones. Al reaccionar con los metales, los átomos de no metal ganan uno, dos o tres electrones, en forma característica, y se transforman en iones negativos. Los iones formados por pérdida de electrones son mucho menores que los átomos del metal correspondiente; los iones formados al ganar electrones son mayores que los átomos del no metal corespondiente. Las dimensiones relativas de los radios iónicos y atómicos de varios metales y no metales se muestran en la tabla 11.3.

TABLA 11.3 **Cambio de radios atómicos de algunos metales y no metales***

Radio atómico (nm)		Radio iónico (nm)		Radio atómico (nm)		Radio iónico (nm)	
Li	0.152	Li^+	0.060	F	0.071	F^-	0.136
Na	0.186	Na^+	0.095	Cl	0.099	Cl^-	0.181
K	0.227	K^+	7 297	Br	0.114	Br^-	0.195
Mg	0.160	Mg^{2+}	1 757	O	0.074	O^{2-}	0.140
Al	0.143	Al^{3+}	2 430	S	0.103	S^{2-}	0.184

*Los metales pierden electrones y se transforman en iones positivos. Los no metales ganan electrones y se transforman en iones negativos.



QUÍMICA EN ACCIÓN

Superconductores: Una nueva frontera

Cuando la corriente eléctrica pasa por un alambre, la resistencia de éste la frena y hace que el alambre se caliente. Para que la corriente continúe fluyendo se debe contrarrestar esta "fricción" eléctrica agregando más energía al sistema. De hecho, a causa de la resistencia eléctrica existe un límite en la eficiencia de todos los aparatos eléctricos.



Cuando se enfría en nitrógeno líquido, el superconductor funciona como espejo perfecto de campo magnético, haciendo que el imán levite (flote en el espacio) al "ver" su imagen en el superconductor.

Heike Kamerlingh Onnes, científico holandés, descubrió en 1911 que a temperaturas muy bajas, cercanas a 0 K, la resistencia eléctrica desaparece. A este fenómeno lo llamó supercondutividad. Desde entonces los científicos han estado fascinados con esten fenómeno. Desafortunadamente, por requerir-se temperaturas tan bajas, es necesario helio líquido para enfriar los conductores. Como el helio cuesta $7 dólares por litro, las aplicaciones comerciales de la superconductividad son demasiado costosas para tenerlas en cuenta.

Durante muchos años se ha tenido la convicción de que la superconductividad no es posible a mayores temperaturas, ni siquiera a 77 K, el punto de ebullición del nitrógeno (el nitrógeno es una ganga en comparación con el helio; su precio es de $0.17 dólar por litro). El primer superconductor de mayor temperatura, desarrollado en 1986, era superconductor a 30 K. Este material es un óxido metálico complejo, capaz de tener una estructura cristalina semejante a un emparedado, con átomos de cobre y oxígeno en el interior, y de bario y lantano en el exterior.

De inmediato, los investigadores trataron de desarrollar materiales que fueran superconductores a mayores temperaturas. Para hacerlo, recurrieron a sus conocimientos de la tabla periódica y de las familias químicas. Paul Chu, de la Universidad de Houston, Texas, Estados Unidos encontró que se podía elevar la temperatura crítica comprimiendo el óxido superconductor. La presión era demasiado grande para tener utilidad comercial, de modo que Chu buscó otro modo de acercar entre sí las capas. Se dio cuenta que esto se podía lograr reemplazando el bario con estroncio, elemento de la misma famila, con propiedades semejantes, pero con menor radio iónico. La idea tuvo éxito; la temperatura crítica pasó de 30 K a 40 K. A continuación trató de reemplazar el estroncio con el calcio, de la misma familia, pero todavía más pequeño, sin éxito. ¡El nuevo material tuvo menor temperatura crítica! Pero Chu perseveró hasta que el 12 de enero de 1987, sustituyendo el lantano por el itrio (de la misma familia, con menor radio) produjo un nuevo superconductor cuya temperatura crítica era 95 K, bastante mayor que el punto de ebullición del nitrógeno líquido, a 77 K. Este material tiene la fórmula $YBa_2Cu_3O_7$, y es un buen candidato para las aplicaciones comerciales.

Existen algunas barreras que se deben superar para que los conductores tengan un uso muy amplio. El material actual es quebradizo y se rompe con facilidad; no es maleable y no tiene gran capacidad de conducción de corriente por unidad de área transversal, como la de los conductores convencionales. Muchos investigadores buscan actualmente superar estos problemas y desarrollar usos potenciales para los superconductores, incluyendo los trenes de levitación de altas velocidades, motores eléctricos diminutos y eficientes y computadoras más pequeñas y más rápidas.

Estudia los siguientes ejemplos. Observa la pérdida y ganancia de electrones entre los átomos; también observa que los iones de cada compuesto tienen la estructura electrónica de un gas noble.

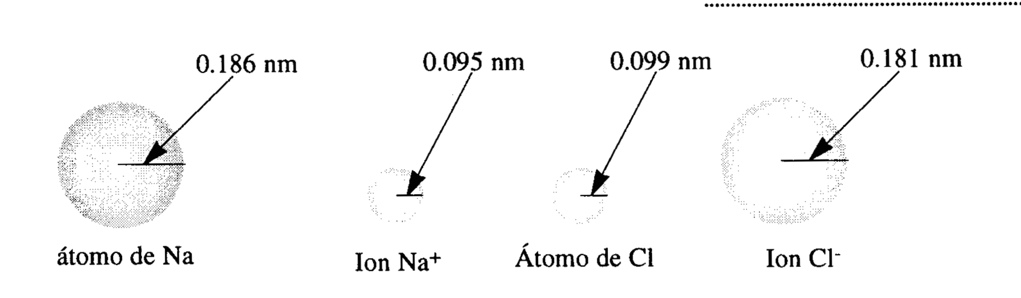


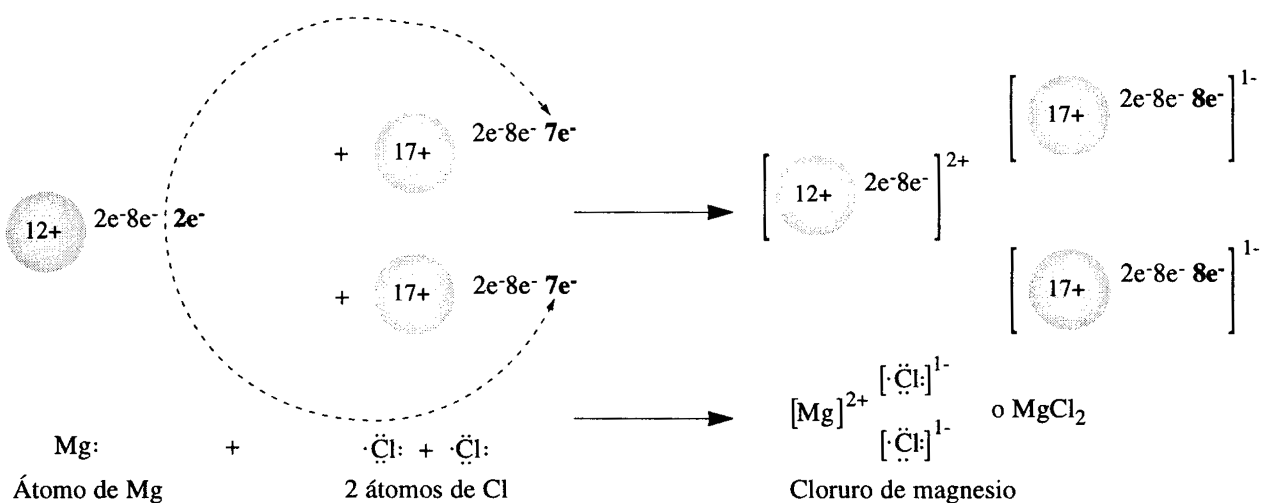
Figura 11.6
Radios relativos de los átomos de sodio y cloro, y de sus iones.

Ejemplo 11.2

Explica cómo el magnesio y el cloro se combinan para formar el cloruro de magnesio, $MgCl_2$.

Solución

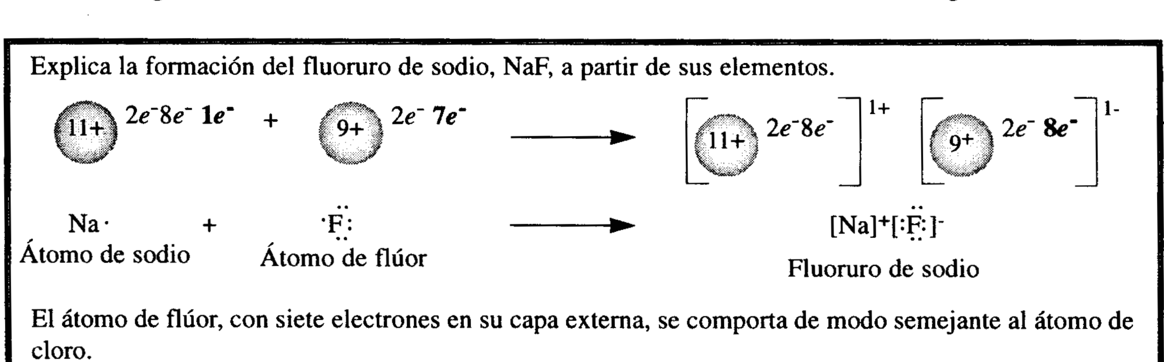
Un átomo de magnesio, cuya estructura electrónica es $1s^22s^22p^63s^2$ debe perder dos electrones o ganar seis para llegar a una estructura electrónica estable. Si el magnesio reacciona con el cloro, y cada átomo de cloro sólo puede aceptar un electrón, se necesitarán dos átomos de cloro para tener los dos electrones de cada átomo de magnesio. El compuesto que se forma contendrá un ion magnesio y dos iones cloruro. Al haber perdido dos electrones, el átomo de magnesio se transforma en ion magnesio con carga +2. Cada ion cloruro tendrá una carga -1. En la siguiente figura se muestra la transferencia de electrones de un átomo de magnesio a dos átomos de cloro:



Ejemplo 11.3

Explica la formación del fluoruro de sodio, NaF, a partir de sus elementos.

Solución

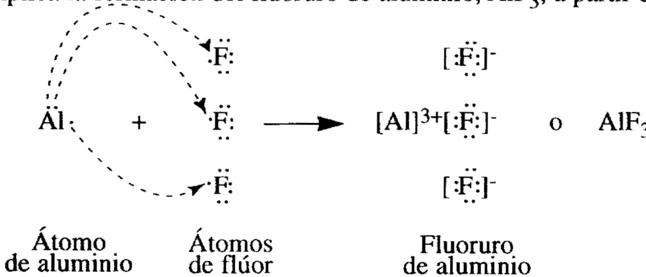


El átomo de flúor, con siete electrones en su capa externa, se comporta de modo semejante al átomo de cloro.

Ejemplo 11.4

Solución

Explica la formación del fluoruro de aluminio, AlF_3, a partir de sus elementos.

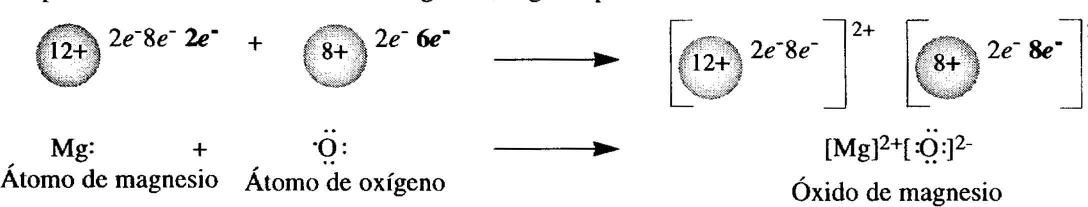


Cada átomo de flúor sólo puede aceptar un electrón. Por consiguiente, se necesitan tres átomos de flúor para combinarse con los tres electrones de la capa externa de un átomo de aluminio. El átomo de aluminio pierde tres electrones y se transforma en ion de aluminio, Al^{3+}, con carga +3.

Ejemplo 11.5

Solucion

Explica la formación del óxido de magnesio, MgO, a partir de sus elementos.

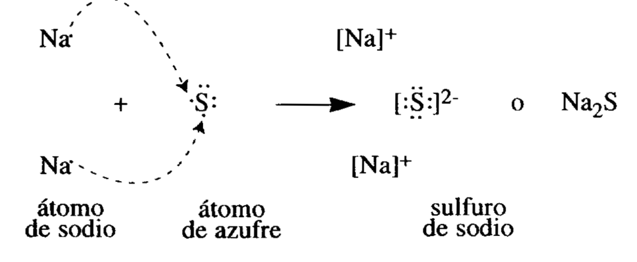


El átomo de magnesio, con dos electrones en el nivel externo de energía, llena exactamente las necesidades de dos electrones por parte del átomo de oxígeno. El compuesto que resulta tiene una relación de un átomo de magnesio a uno de oxígeno. El ion óxido tiene carga -2, porque ganó dos electrones. Al combinarse con el oxígeno, el magnesio se comporta del mismo modo que cuando se combina con el cloro: pierde dos electrones.

Ejemplo 11.6

Solución

Explica la formación del sulfuro de sodio, Na_2S, a partir de sus elementos.

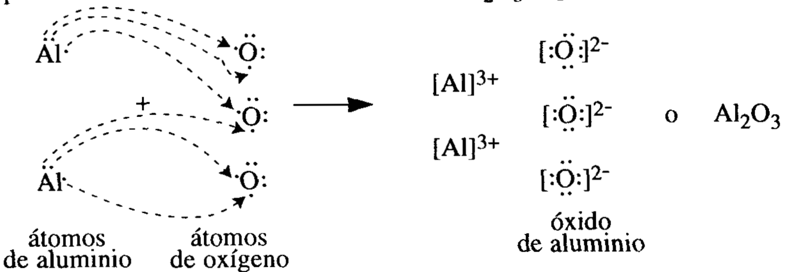


Dos átomos de sodio suministran los dos electrones que necesita un átomo de azufre para tener ocho en su capa externa.

Ejemplo 11.7

Explica la formación del óxido de aluminio, Al_2O_3, a partir de sus elementos.

Solución



El átomo de oxígeno, que necesita dos electrones, no puede recibir los tres electrones de un átomo de aluminio. A un átomo de aluminio le falta un electrón de los cuatro que necesitan dos átomos de oxígeno. La relación de dos átomos de aluminio a tres de oxígeno, donde interviene la transferencia de seis electrones (dos por cada átomo de oxígeno), proporciona una configuración electrónica estable a cada uno de los átomos.

Observa que en cada uno de los ejemplos anteriores se formaron capas externas con ocho electrones. Esta formación fue consecuencia del apareamiento de todos los electrones *s* y *p* en esas capas externas.

11.4 Predicción de las fórmulas de los compuestos iónicos

En los ejemplos anteriores, hemos visto que cuando reaccionan un metal con un no metal para formar un compuesto iónico, el metal pierde uno o más electrones, que gana el no metal. En el capítulo 6, donde aprendimos a dar nombre a las sustancias y a escribir sus fórmulas, vimos que los metales del grupo IA forman siempre cationes +1, mientras que los del grupo IIA forman cationes +2. Los elementos del grupo VIIA forman aniones -1 y los del grupo VIA forman aniones -2.

Ahora entendemos que esta pauta se relaciona directamente con la estabilidad de la configuración de gas noble. Los metales pierden electrones para llegar a la configuración electrónica de un gas noble, el anterior en la tabla periódica. Un no metal forma un ion ganando los electrones suficientes para adquirir la configuración electrónica del gas noble que le sigue inmediatamente en la tabla periódica. Estas observaciones nos conducen a un principio químico importante: en casi todos los compuestos químicos estables, de elementos representativos, cada átomo adquiere una configuración electrónica de gas noble. Este concepto forma la base de nuestra comprensión del enlazamiento químico.

Podemos aplicar este principio para predecir las fórmulas de los compuestos iónicos. Para hacerlo, debemos reconocer que los compuestos químicos siempre son eléctricamente neutros. Además, el metal pierde electrones para llegar a una configuración de gas noble, y el no metal gana electrones y alcanza también la configuración de un gas noble. Veamos el compuesto o sustancia que se forma entre el bario y el azufre. El bario tiene dos electrones de valencia, mientras que el azufre tiene seis:

Ba[Xe]$6s^2$ S[Ne]$3s^23p^4$

Si el bario pierde dos electrones tendrá la configuración electrónica del xenón. Al ganar dos electrones, el azufre adquiere la del argón. En consecuencia, entre los átomos se transfiere

un par de electrones. Así tenemos Ba^{2+} y S^{2-}. Como los compuestos son electrónicamente neutros, debe haber una relación de un Ba a un S, que produce la fórmula empírica BaS.

El mismo principio sirve para muchos otros casos. Como la clave del principio está en la configuración electrónica, podemos usar la tabla periódica para ampliar todavía más nuestras predicciones. Por sus estructuras electrónicas semejantes, los elementos en una familia forman, generalmente, compuestos de las mismas relaciones atómicas. En general, si conocemos la relación atómica de determinado compuesto, por ejemplo NaCl, podemos predecir las relaciones atómicas y las fórmulas de los demás cloruros de metal alcalino. Esas fórmulas son LiCl, KCl, RbCl, CsCl y FrCl (ve la tabla 11.4).

TABLA 11.4 **Fórmulas de compuestos de metales alcalinos**

Estructura de Lewis	Monóxidos	Cloruros	Bromuros	Sulfatos
Li	Li_2O	LiCl	LiBr	Li_2SO_4
Na	Na_2O	NaCl	NaBr	Na_2SO_4
K	K_2O	KCl	KBr	K_2SO_4
Rb	Rb_2O	RbCl	RbBr	Rb_2SO_4
Cs	Cs_2O	CsCl	CsBr	Cs_2SO_4

De igual modo, si sabemos que la fórmula del óxido de hidrógeno es H_2O, podemos predecir que la del sulfuro será H_2S, porque el azufre tiene la misma estructura electrónica de valencia que el oxígeno. Sin embargo, debemos reconocer que sólo se trata de predicciones; no siempre cada elemento del grupo se comporta como los demás, ni es necesario que exista un compuesto predicho. Conociendo las fórmulas del clorato, bromato y yodato de potasio, que son $KClO_3$, $KBrO_3$ y KIO_3, podemos predecir correctamente que los compuestos correspondientes de sodio tendrán las fórmulas $NaClO_3$, $NaBrO_3$ y $NaIO_3$. El flúor pertenece a la misma familia de elementos, el grupo VIIA, que el cloro, bromo y yodo. Podríamos predecir que los fluoratos de potasio y de sodio tienen las fórmulas KFO_3 y $NaFO_3$, predicción que sería incorrecta, porque no se conoce la existencia de esos fluoratos. Sin embargo, si existieran es posible que las fórmulas fueran correctas, porque esas predicciones se basan en comparaciones con fórmulas y estructuras electrónicas semejantes, ya conocidas.

En esta sección, sólo nos referiremos a metales representativos (los grupos IA, IIA y IIIA). Los metales de transición (grupo B) muestran un comportamiento más complicado (forman iones múltiples) y sus fórmulas no se pueden predecir con facilidad.

Ejemplo 11.8

La fórmula del sulfuro de calcio es CaS y la del fosfuro de litio es Li_3P. Deduce las fórmulas del a) sulfuro de magnesio, b) fosfuro de potasio y c) seleniuro de magnesio.

Solución

a) Buscamos al calcio y al magnesio en la tabla periódica. Ambos están en el grupo IIA. Como la fórmula del sulfuro de calcio es CaS, es válido predecir que la fórmula del sulfuro de magnesio sea MgS.
b) Buscamos al litio y al potasio en la tabla periódica. Están en el grupo IA. Como la fórmula del fosfuro de litio es Li_3P, es razonable suponer que la fórmula del fosfuro de potasio es K_3P.
c) Buscamos al selenio en la tabla periódica. Está en el grupo VIA, inmediatamente abajo del azufre. Por consiguiente, es válido suponer que el selenio

Ejemplo 11.8

forma seleniuros del mismo modo que el azufre forma sulfuros. Como MgS fue la fórmula que predijimos del sulfuro de magnesio en la parte a), es razonable suponer que la fórmula del seleniuro de magnesio es MgSe.

Práctica 11.2

La fórmula del óxido del sodio es Na_2O. Deduce la fórmula del
a) sulfuro de sodio
b) óxido de rubidio

Práctica 11.3

La fórmula del fosfato de bario es Ba_3P_2. Deduce la fórmula del
a) nitruro de magnesio
b) arsénico de bario

11.5 Enlace covalente: los electrones compartidos

En algunos casos, los electrones no pasan de un átomo a otro y no se forman iones. En lugar de ello, los átomos forman enlaces químicos compartiendo pares de electrones entre ellos.

Un **enlace covalente** consiste en un par de electrones compartido entre dos átomos. Este concepto lo introdujo G. N. Lewis, en 1916. En los millones de compuestos conocidos, el enlace covalente es el enlace químico que predomina.

enlace covalente

En las sustancias en las que los átomos tienen enlaces covalentes se forman moléculas verdaderas. Es correcto hablar de moléculas de sustancias como el hidrógeno, cloro, cloruro de hidrógeno, dióxido de carbono o azúcar. Estas sustancias sólo contienen enlaces covalentes en forma de agregados de moléculas. Al hablar de compuestos enlazados iónicamente, como el cloruro de sodio, no se usa el término *molécula* porque esas sustancias son, en realidad, grandes agregados de iones positivos y negativos, y no son moléculas.

Al estudiar la molécula de hidrógeno se adquiere la perspectiva de la naturaleza del enlace covalente y de su formación. La formación de una molécula de hidrógeno, H_2, implica el traslape y apareamiento de orbitales electrónicos 1*s* a partir de dos átomos de hidrógeno. En la figura 11.7, vemos este traslape y apareamiento. Cada átomo contribuye con un electrón del par, que queda compartido por los dos núcleos de hidrógeno, en conjunto. El orbital de los electrones incluye ahora a ambos núcleos de hidrógeno, aunque hay factores probabilísticos que indican que es más probable encontrar a los electrones (el punto de máxima densidad electrónica) entre los dos núcleos. Los dos núcleos quedan protegidos entre sí por el par de electrones, lo que permite que se acerquen mucho uno a otro.

La fórmula del cloro gaseoso es Cl_2. Cuando los dos átomos de cloro se combinan y forman esa molécula, los electrones deben interactuar de modo semejante al que vimos en el ejemplo anterior. Cada átomo de cloro sería más estable con ocho electrones en su capa exter-

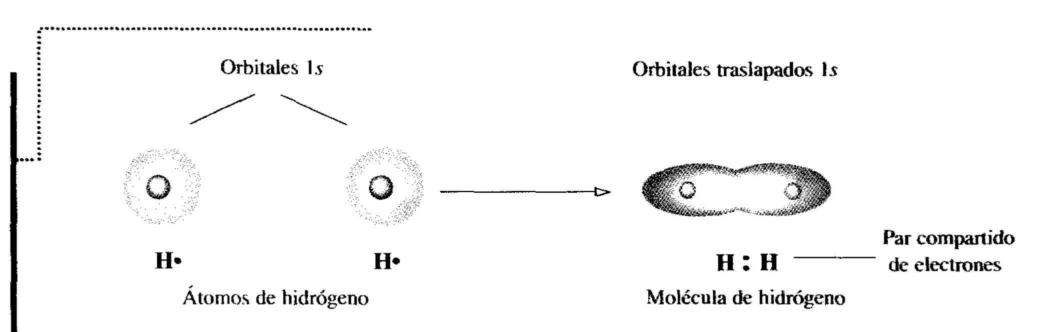


Figura 11.7
La formación de una molécula de hidrógeno a partir de dos átomos. Los dos orbitales 1*s* se traslapan y con ello se forma la molécula H_2. En ella, los dos electrones quedan compartidos entre los átomos, formando un enlace covalente.

na. Pero los átomos de cloro son idénticos, y ninguno es capaz de tirar de un electrón y quitárselo al otro. Lo que sucede es lo siguiente: el orbital electrónico 3*p* no apareado de un átomo de cloro se traslapa con el orbital electrónico 3*p* del otro átomo, que tampoco está apareado, y resulta un par de electrones mutuamente compartido por los dos átomos. Cada átomo suministra uno del par de electrones compartido. Así, cada átomo adquiere una estructura estable de ocho electrones, compartiendo un par de electrones con el otro átomo. El apareamiento de los electrones *p* y la formación de una molécula de cloro se muestran en la figura 11.8. Ningún átomo de cloro tiene carga positiva ni negativa, porque ambos contienen la misma cantidad de protones y atraen por igual al par de electrones que comparten. Hay otros ejemplos de moléculas en las que los electrones quedan compartidos por igual entre dos átomos, como el hidrógeno, H_2, el oxígeno, O_2; el nitrógeno, N_2, el flúor, F_2, el bromo, Br_2 y el yodo, I_2. Observa que entre los átomos se puede compartir más de un par de electrones:

H:H	:F̤̈:F̤̈:	:B̤̈r:B̤̈r:	:Ï̤:Ï̤:	:Ö::Ö:	:N⋮⋮N:
hidrógeno	flúor	bromo	yodo	oxígeno	nitrógeno

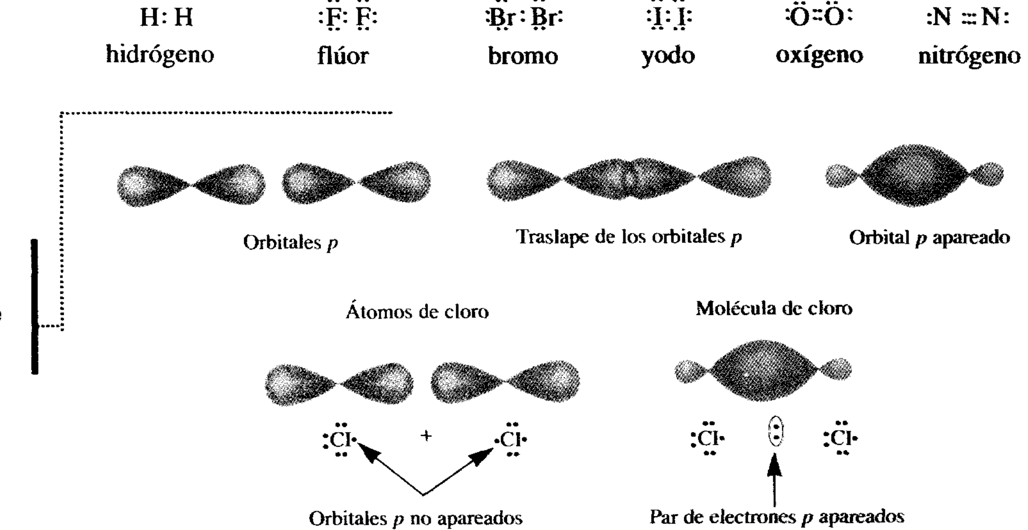


Figura 11.8
Apareamiento de los electrones *p*, en la formación de una molécula de cloro.

La estructura de Lewis del oxígeno no describe bien todas las propiedades de la molécula de oxígeno. Se han propuesto otras teorías para explicar el enlazamiento de esas moléculas, pero son complicadas y están fuera del alcance de este libro.

Lo que se acostumbra al escribir estructuras es reemplazar el par de puntos que representan un par de electrones compartidos, por una raya (—). Una raya representa un enlace simple, dos rayas un doble enlace (o enlace doble) y tres rayas un enlace triple (o triple enlace). Las seis estructuras que acabamos de describir se escribirían, entonces:

H—H   :F̤̈—F̤̈:   :B̤̈r—B̤̈r: :Ï̤—Ï̤:   :Ö=Ö: :N≡N:

El enlace iónico y el covalente representan dos extremos. En el enlazamiento iónico, los átomos son tan distintos que los electrones se transfieren entre ellos formándose un par de iones cargados. En el enlazamiento covalente, dos átomos idénticos comparten electrones por igual. El enlace se debe a la atracción mutua de los dos núcleos hacia los electrones compartidos. Entre esos extremos quedan muchos casos, en los que los átomos no son lo suficientemente distintos para transferir electrones, pero sí tienen la diferencia suficiente como para que los electrones no se puedan compartir por igual. Esta repartición desigual de electrones ocasiona la formación de un **enlace covalente polar.**

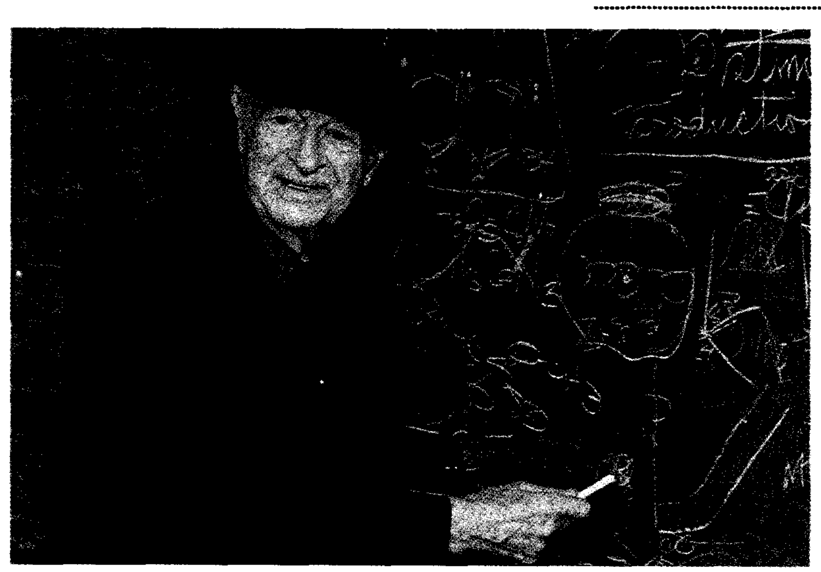
Recuerda que una raya representa un par compartido de electrones.

11.6 Electronegatividad

enlace covalente polar

Cuando dos tipos *distintos* de átomos comparten un par de electrones se forma un enlace en el que se reparten de manera desigual. Un átomo asume una carga positiva parcial y el otro una carga negativa parcial, entre sí. Esta diferencia de carga se debe a que los dos átomos ejercen una atracción diferente sobre el par de electrones compartidos. La fuerza de atracción del átomo de un elemento sobre los electrones compartidos de una molécula o un ion poliatómico se llama **electronegatividad.** Las electronegatividades de los elementos son diferentes. Por ejemplo, el hidrógeno y el cloro necesitan un electrón para formar configuraciones electrónicas estables. En el cloruro de hidrógeno, comparten un par de electrones. El cloro es más electronegativo, por lo que tiene mayor atracción hacia los electrones compartidos que el hidrógeno. Como resultado de ello, el par de electrones se desplaza hacia el átomo de cloro y le comunica una carga negativa parcial, dejando al átomo de hidrógeno con una carga positiva parcial. Se sobreentiende que el electrón no pasa totalmente al átomo de cloro, como en el caso del cloruro de sodio, y que no se forman iones. La molécula completa, HCl, es eléctricamente neutra. Por lo general, una carga parcial se denota con la letra griega delta minúscula, δ. Así, una carga positiva parcial se representa con $\delta+$ y una carga negativa parcial con $\delta-$.

electronegatividad



Linus Pauling (1901-1994), dos veces ganador del Premio Nobel.

Linus Pauling (1901-1994), dos veces ganador del Premio Nobel, desarrolló una escala de electronegatividades relativas, en la que al elemento más electronegativo, el flúor, se le asigna un valor de 4.0. La tabla 11.5 muestra que la electronegatividad relativa de los no metales es alta y la de los metales es baja. Esas electronegatividades indican que los átomos de los metales tienen mayor tendencia a perder electrones que los átomos de los no me-



El par de electrones compartidos en el HCl está más cerca del átomo de cloro más electronegativo, que del átomo de hidrógeno: se comunica al cloro una carga negativa parcial con respecto a la del átomo de hidrógeno.

tales, y que éstos tienen mayor tendencia a ganar electrones que los de los metales. Mientras mayor sea el valor de la electronegatividad, mayor será la atracción para los electrones. Observa que, generalmente, la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha en un periodo de la tabla periódica y disminuye hacia abajo de un grupo en los elementos representativos. La mayor electronegatividad es 4.0, del flúor, y la menor es 0.7, del francio y el cesio. Es importante recordar que mientras mayor es la electronegatividad, el átomo retiene con más fuerza a los electrones.

TABLA 11.5 **Electronegatividad relativa de los elementos***

9 — Número atómico
F — Símbolo
4.0 — Electronegatividad

1 **H** 2.1																	2 **He**
3 **Li** 1.0	4 **Be** 1.5											5 **B** 2.0	6 **C** 2.5	7 **N** 3.0	8 **O** 3.5	9 **F** 4.0	10 **Ne**
11 **Na** 0.9	12 **Mg** 1.2											13 **Al** 1.5	14 **Si** 1.8	15 **P** 2.1	16 **S** 2.5	17 **Cl** 3.0	18 **Ar**
19 **K** 0.8	20 **Ca** 1.0	21 **Sc** 1.3	22 **Ti** 1.4	23 **V** 1.6	24 **Cr** 1.6	25 **Mn** 1.5	26 **Fe** 1.8	27 **Co** 1.8	28 **Ni** 1.8	29 **Cu** 1.9	30 **Zn** 1.6	31 **Ga** 1.6	32 **Ge** 1.8	33 **As** 2.0	34 **Se** 2.4	35 **Br** 2.8	36 **Kr**
37 **Rb** 0.8	38 **Sr** 1.0	39 **Y** 1.2	40 **Zr** 1.4	41 **Nb** 1.6	42 **Mo** 1.8	43 **Tc** 1.9	44 **Ru** 2.2	45 **Rh** 2.2	46 **Pd** 2.2	47 **Ag** 1.9	48 **Cd** 1.7	49 **In** 1.7	50 **Sn** 1.8	51 **Sb** 1.9	52 **Te** 2.1	53 **I** 2.5	54 **Xe**
55 **Cs** 0.7	56 **Ba** 0.9	57 **La-Lu** 1.1-1.2	72 **Hf** 1.3	73 **Ta** 1.5	74 **W** 1.7	75 **Re** 1.9	76 **Os** 2.2	77 **Ir** 2.2	78 **Pt** 2.2	79 **Au** 2.4	80 **Hg** 1.9	81 **Tl** 1.8	82 **Pb** 1.8	83 **Bi** 1.9	84 **Po** 2.0	85 **At** 2.2	86 **Rn**
87 **Fr** 0.7	88 **Ra** 0.9	89 **Ac** 1.1-1.7	104 **Unq**	105 **Unp**	106 **Unh**	107 **Uns**	108 **Uno**	109 **Une**									

*El valor de la electronegatividad aparece bajo el símbolo de cada elemento.

La polaridad de un enlace está determinada por la diferencia en los valores para los átomos que forman el enlace (ve la figura 11.9). Si las electronegatividades son iguales, el enlace es **no polar** y los electrones quedan compartidos por igual. Si la diferencia de electronegatividades es muy grande, el enlace es muy polar. En el caso extremo, uno o más electrones pasan entre los átomos y se tiene un enlace iónico.

no polar

Un **dipolo** es una molécula eléctricamente asimétrica y tiene cargas opuestas en dos puntos. Un dipolo se representa con (+−). Una molécula de cloruro de hidrógeno es polar y se comporta como un dipolo pequeño. En el HCl, el dipolo se puede representar como H+⟶Cl. La flecha apunta hacia el extremo negativo del dipolo. Las moléculas de H_2O, HBr y ICl son polares:

H ⟼ Cl   H ⟼ Br   I ⟼ Cl   H ⟼ O ⟻ H

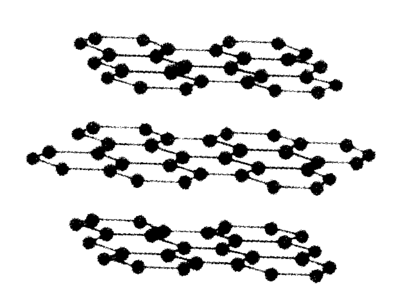
QUÍMICA EN ACCIÓN

¡Gol! Una molécula esférica

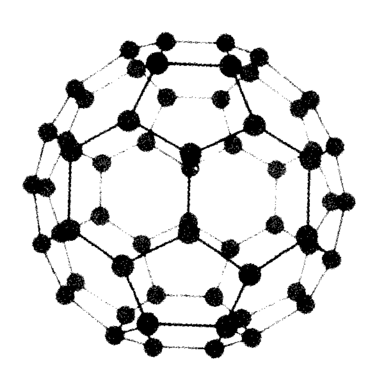
Uno de los elementos de la tabla periódica más difundidos es el carbono. Aunque es menos abundante que muchos otros, se obtiene con facilidad. Dos de sus formas son muy conocidas: el grafito y el diamante. Ambas contienen conjuntos extensos de átomos de carbono. En el grafito, esos átomos están arreglados en capas, y los enlaces entre ellos forman hexágonos que parecen como tela de gallinero (ve la fig.). El enlazamiento entre las capas es muy débil y los átomos pueden deslizarse unos frente a otros. Esta propiedad de deslizamiento hace que el grafito sea buen lubricante. El diamante está formado por cristales octaédricos transparentes, en los que cada átomo de carbono está enlazado a otros cuatro átomos de carbono. Esta red tridimensional de enlaces comunica al diamante su notable dureza. En la década de 1980, se descubrió una forma nueva del carbono, en la que los átomos están ordenados en grupos relativamente pequeños.

¿Cómo se descubre una nueva forma de un elemento? Harold Kroto, de la Universidad de Sussex, en Inglaterra, y Richard Smalley de la Universidad Rice, en Texas, Estados Unidos, investigaban el efecto de la luz sobre la superficie del grafito. Al analizar grumos superficiales con un espectrómetro de masas, descubrieron una extraña molécula, cuya fórmula era C_{60}. ¿Cuál podría ser la estructura de esa molécula? Dedujeron que el arreglo más estable de átomos sería el que tiene la forma de un balón de fútbol soccer. Al imaginarse los arreglos posibles,, los investigadores recordaron los domos geodésicos diseñados por R. Buckminster Fuller, en la década de 1960. Llamaron buckminsterfullereno a la forma C60 del carbono. En el diagrama adjunto vemos su estructura.

Las cantidades de buckminsterfullereno (que hoy se conocen también



Grafito



Buckminsterfullereno

como bolas bucky, o fullerenos) preparadas con rayo láser eran muy pequeñas. Se trató de encontrar un modo de preparar mayores cantidades del nuevo alótropo. En 1990, un grupo encabezado por Donald Huffman, en la Universidad de Arizona, descubrió que vaporizando electrodos de grafito se podían preparar fullerenos en gran cantidad. Ahora que se dispone de cantidades grandes de C_{60}, las bolas bucky ocupan la atención de muchos químicos.

La investigación sobre los fullerenos ha conducido a una variedad de aplicaciones posibles de esas moléculas. Si se enlazan metales a los átomos de carbono, los fullerenos se hacen superconductores, esto es, conducen sin resistencia la corriente eléctrica a temperaturas bajas. A temperaturas de 45 K se pueden preparar compuestos de fullerenos que superconducen. Otros fullerenos se usan como lubricantes y como materiales ópticos.

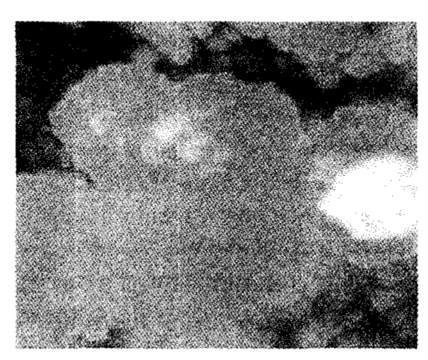
Los químicos de la Universidad de Yale han conseguido guardar helio y neón dentro de las bolas bucky. Es la primera vez que se ha sabido de algún compuesto, cualquiera que sea, de helio o de neón. Vieron que a temperaturas de 1000 a 1500°F, uno de los enlaces covalentes que unen a átomos vecinos de carbono en la bola bucky se rompe. Con ello se abre una ventana en la molécula de fullereno, a través de la cual un átomo de helio o de neón puede entrar en la bola. Cuando se deja enfriar el fullereno, el enlace roto entre átomos de carbono se restablece cerrando la ventana y quedando atrapado el helio o el neón dentro de la bola bucky. Como ni el helio ni el neón pueden reaccionar ni compartir electrones con su anfitrión, el compuesto resultante ha hecho que los investigadores inventen un nuevo tipo de fórmula química para describir el compuesto. La relación entre el helio o neón "prisioneros" con la bola bucky anfitriona se indica con el signo @. Por consiguiente, un fullereno de helio con 60 átomos de carbono sería $He@C_{60}$.

Los fullerenos de gas noble se podrían utilizar para "etiquetar" al petróleo crudo y otros contaminantes, con objeto de identificar y rastrear al poluyente. Se podrían encerrar dos isótopos distintos de helio en bolas bucky, en relaciones específicas, para crear un sistema de codificación para cada fabricante. Esta relación de fullerenos se podría detectar después, aun en cantidades pequeñas de petróleo recuperado de un derrame en el mar, y usarse para identificar la fuente del crudo.

Las bolas bucky también se pueden cortar a la medida para ajustarse a cualquier requerimiento de tamaño. Raymon

QUÍMICA EN ACCIÓN

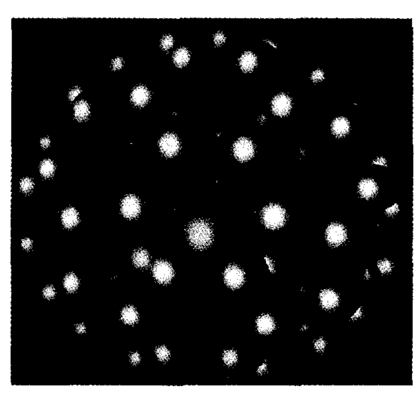
¡Gol! Una molécula esférica



"Frambuesas" de lubricante fullereno ya usado.

Schinazi, de la Escuela de Medicina de la Universidad Emory, hizo que una bola bucky se ajustara al sitio activo de una enzima HIV clave que paraliza al virus, haciéndolo no infeccioso en células humanas. El modo de formar el compuesto fue preparar una bola bucky soluble en agua que se ajustara al sitio activo de la enzima. Finalmente, los investigadores crearon una molécula de fullereno soluble en agua (hidrosoluble) que tiene dos brazos cargados, para sujetarse al sitio enlazante de la enzima. También es tóxica al virus, aunque no parece perjudicar a las células anfitrionas.

También, se están realizando pruebas para utilizar los fullerenos como lubricantes, para proteger superficies bajo las condiciones prevalecientes en el espacio exterior. Bharat Bhushan, de la Universidad del Estado de Ohio, deposita capas delgadas de fullereno sobre superficies de silicio y a continuación prueba la capa haciendo deslizar bolas de acero por la superficie, al tiempo que mide la fricción. Se han evaluado las capas bajo una atmósfera de nitrógeno y en el vacío. La capa se descompone un poco, porque las moléculas de fullereno se agrupan y forman bolas mayores que parecen frambuesas (ve la fotografía). Estos cúmulos mayores ruedan como balines entre la superficie de silicio y la bola de acero. Parece que los lubricantes de fullereno trabajan mejor a 110ºC con humedad baja y ambientes inertes.



Átomos de escandio encerrados en una bola bucky.

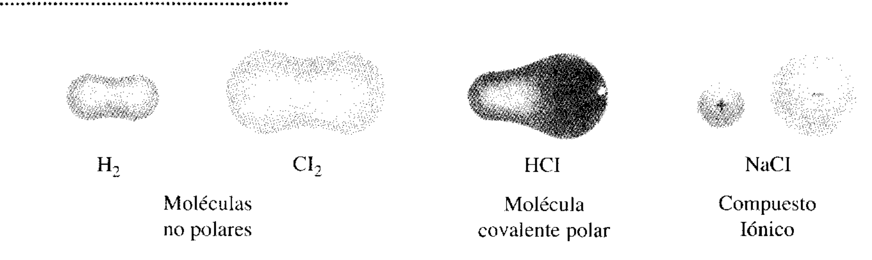


Figura 11.9
Compuestos no polares, covalentes polares y iónicos.

¿Cómo se sabe si el enlace entre dos átomos es iónico o covalente? La diferencia de electronegatividades de dos átomos determina el carácter del enlace que se forma entre ellos. Al aumentar la diferencia de electronegatividades, la polaridad del enlace (o el carácter iónico porcentual) aumenta. Como regla, si la diferencia de electronegatividades de dos átomos enlazados es mayor que 1.7 a 1.9, el enlace será más iónico que covalente. Si la diferencia de electronegatividades es mayor que 2.0, el enlace es fuertemente iónico. Si la diferencia es menor que 1.5, el enlace es fuertemente covalente.

Se debe tener cuidado y diferenciar entre los enlaces polares y las moléculas polares. Un enlace polar entre diversos tipos de átomos siempre es polar. Pero una molécula con diversos tipos de átomos puede ser polar o no, dependiendo de su forma o geometría. Las moléculas de HF, HCl, HBr, HI y ICl son polares, todas, porque cada una contiene un solo enlace polar. Sin embargo, las de CO_2, CH_4 y CCl_4 son no polares, a pesar de que las tres contienen enlaces polares. La molécula de dióxido de carbono, O=C=O es no polar, porque los dipolos carbono oxígeno se contrarrestan, ya que actúan en direcciones opuestas.

$$\overset{\longleftarrow\!+\;\;+\!\longrightarrow}{O{=}C{=}O}$$

dipolos en direcciones opuestas

Las moléculas de metano (CH_4) y de tetracloruro de carbono (CCl_4, son no polares, porque los cuatro enlaces polares C—H y C—Cl son idénticos y porque esos enlaces se originan del centro a las esquinas de un tetraedro en la molécula; el efecto de sus polaridades se contrarresta entre sí. Más adelante, en este capítulo, describiremos las formas geométricas de las moléculas.

Dijimos que la molécula del agua es polar. Si los átomos en el agua estuvieran alineados, como los del dióxido de carbono, los dos dipolos O - H se contrarrestarían entre sí, y la molécula sería no polar. Sin embargo, el agua es un compuesto definidamente polar, y tiene estructura no lineal (o doblada) que forma un ángulo de 105° entre los dos enlaces O-H.

En la figura 11.10 se resumen las relaciones entre los tipos de enlaces. Es importante darse cuenta que los tipos de enlazamiento forman un continuo; la diferencia entre el enlace iónico y el covalente es un cambio gradual.

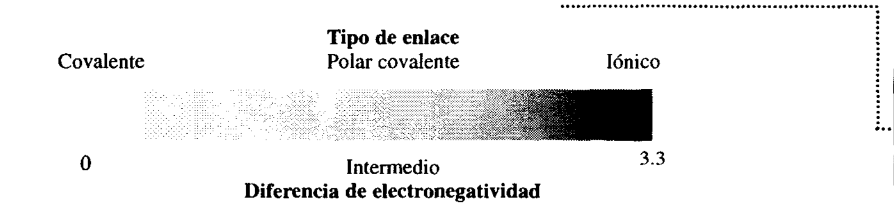


Figura 11.10
Relación entre el tipo de enlace y la diferencia de electronegatividades de los átomos.

11.7 Estructuras de Lewis de los compuestos

Como hemos visto, las estructuras de Lewis son una forma cómoda de mostrar los enlaces covalentes en muchas moléculas o iones de los elementos representativos. Para escribir las estructuras de Lewis, la consideración más importante para formar un compuesto estable es que los átomos adquieran una configuración de gas noble.

Lo más difícil, al escribir estructuras de Lewis, es determinar la disposición de los átomos en una molécula o ion. En las moléculas simples con más de dos átomos, uno de ellos estará en el centro, rodeado por los demás. El Cl_2O tiene dos arreglos posibles: Cl—Cl—O o Cl—O—Cl. Por lo general, pero no siempre, el átomo único en la fórmula (excepto de H) será el átomo central.

Recuerda que la cantidad de electrones de valencia de los elementos del grupo A es igual a su número de grupo en la tabla periódica.

Aunque las estructuras de Lewis se pueden escribir de muchas moléculas y iones tan solo por inspección de las fórmulas, el procedimiento siguiente se puede aplicar mientras se aprende a escribirlas:

Paso 1. Obtener la cantidad total de electrones de valencia que se usarán en la estructura. Se suma la cantidad de electrones de valencia de todos los átomos en la molécula o ion. Si se va a escribir la estructura de un ion, se suma un electrón por cada carga negativa, o se resta uno por cada carga positiva del ion.

Paso 2. Escribir el arreglo del esqueleto de átomos y unirlos con un enlace covalente sencillo (dos puntos o una raya). El hidrógeno, que sólo contiene un electrón de enlace, sólo puede formar un enlace covalente. Los átomos de oxígeno no se enlazan entre sí, normalmente, excepto en los compuestos llamados peróxidos. Casi siempre tienen un máximo de dos enlaces covalentes, dos enlaces sencillos o un doble enlace.

Paso 3. Restar dos electrones por cada enlace sencillo que se haya empleado en el paso 2, de la cantidad total de electrones calculada en el paso 1. Este cálculo da como resultado la cantidad total de electrones disponibles para completar la estructura.

Paso 4. Distribuir los pares de electrones (pares de puntos) alrededor de cada átomo (excepto del hidrógeno), para que cada átomo quede con estructura de gas noble.

Paso 5. Si no hay suficientes electrones para que los átomos tengan ocho, cambiar los enlaces sencillos entre los átomos a enlaces dobles o triples, recorriendo los pares de electrones no enlazados que sean necesarios. Comprobar que cada átomo quede con estructura electrónica de gas noble: dos electrones para el hidrógeno y ocho para los demás. Un enlace doble se cuenta como cuatro electrones de cada uno de los átomos que enlaza.

Ejemplo 11.9

¿Cuántos electrones de valencia hay en cada uno de los átomos siguientes: Cl, H, C, O, N, S, P, I?

Solución

Para determinar su estructura electrónica puedes consultar la tabla periódica; o bien, si el elemento está en el grupo A de la tabla periódica, la cantidad de electrones de valencia es el número del grupo:

Átomo	Grupo de la tabla periódica	Electrones de valencia
Cl	VIIA	7
H	IA	1
C	IVA	4
O	VIA	6
N	VA	5
S	VIA	6
P	VA	5
I	VIIA	7

Ejemplo 11.10

Escribe la estructura de Lewis para el agua, H_2O.

Solución

Paso 1 La cantidad total de electrones de valencia es ocho, dos de los dos átomos de hidrógeno y seis del átomo de oxígeno.

Paso 2 Los dos átomos de hidrógeno se unen al átomo de oxígeno. Escribimos la estructura del esqueleto:

H O o H O H
H

Se colocan dos puntos entre los átomos de hidrógeno y oxígeno, para formar los enlaces covalentes:

H:O o H:O:H
H

Paso 3 Restamos los cuatro electrones que usamos en el paso 2, de ocho, para obtener cuatro electrones que se pueden usar todavía.

Paso 4 Distribuimos los cuatro electrones alrededor del átomo de oxígeno. Los átomos de hidrógeno ya no tienen lugar para más electrones:

H—Ö: o H—O—H
|
H

Esta es la estructura de Lewis. Cada átomo tiene estructura electrónica de gas noble. Observa que la forma de la molécula no está indicada en la estructura de Lewis.

Ejemplo 11.11

Escribe la estructura de Lewis de una molécula de a) metano, CH_4, y b) tetracloruro de carbono, CCl_4.

Solución

Parte A

Paso 1 La cantidad total de electrones de valencia es ocho, uno de cada átomo de hidrógeno y cuatro del átomo de carbono.

Paso 2 La estructura del armazón o esqueleto contiene cuatro átomos de H alrededor de un átomo central de C. Colocamos dos electrones entre el C y cada H.

```
  H          H
H C H   o  H:C:H
  H          H
```

Paso 3 Restamos los ocho electrones que usamos en el paso 2 de ocho y obtenemos cero electrones por colocar. Por consiguiente, la estructura de Lewis debe ser la que escribimos en el paso 2:

```
                H
  H             |
H:C:H   o   H — C — H
  H             |
                H
```

Parte B

Paso 1 La cantidad total de electrones de valencia que se van a usar es 32, cuatro del átomo de C y siete de cada uno de los cuatro átomos de cloro.

Paso 2 La estructura del esqueleto contiene los cuatro átomos de Cl alrededor de un átomo central de C. Colocamos cuatro electrones entre el C y cada Cl:

```
   Cl            Cl
Cl C Cl       Cl:C:Cl
   Cl            Cl
```

Paso 3 Restamos de 32 los ocho electrones que usamos en el paso 2 y obtenemos 24 electrones que todavía debemos colocar.

Paso 4 Distribuimos los 24 electrones (12 pares) alrededor de los átomos de Cl, para que cada uno de ellos tenga a su alrededor ocho electrones:

```
                      :Cl:
   :Cl:                 |
:Cl:C:Cl:   o   :Cl — C — Cl:
   :Cl:                 |
                      :Cl:
```

Este arreglo es la estructura de Lewis. El CCl_4 contiene cuatro enlaces covalentes.

Ejemplo 11.12

Escribe la estructura de Lewis del CO_2.

Solución

Paso 1 La cantidad total de electrones de valencia es 16, cuatro del átomo de C y seis de cada átomo de O.

Paso 2 Los dos átomos de O están enlazados a un átomo central de C. Escribimos la estructura del esqueleto y colocamos dos electrones entre el C y cada átomo de O.

O:C:O

Ejemplo 11.12

Solución

Paso 3 Restamos de 16 los cuatro electrones que usamos en el paso 2 y obtenemos 12 electrones que todavía debemos repartir.

Paso 4 Distribuimos los 12 electrones alrededor de los átomos de C y de O. Tenemos varias posibilidades:

:Ö:C:Ö: (I)   :Ö:C:Ö: (II)   :Ö:C:O: (III)

Paso 5 Todos los átomos no tienen ocho electrones a su alrededor (estructura de gas noble). Quitamos un par de electrones no enlazados de cada átomo de O, en la estructura I, y colocamos un par entre cada O y el átomo de C, formando dos enlaces dobles:

:Ö::C::Ö: o :Ö=C=Ö:

Ahora sí, cada átomo tiene a su alrededor ocho electrones. El carbono comparte cuatro pares de electrones y cada oxígeno comparte dos pares. A estos enlaces se les llama dobles, porque cada uno implica compartir dos pares de electrones.

Práctica 11.4

Escribe la estructura de Lewis para cada una de las sustancias siguientes:
a) PBr_3, b) $CHCl_3$, c) HF,

Aunque en muchos compuestos los átomos adquieren una estructura de gas noble en el enlazamiento covalente, hay muchas excepciones. A veces es imposible escribir una estructura en la que cada átomo tenga ocho electrones a su alrededor. Por ejemplo, en el BF_3, el átomo de boro sólo tiene seis electrones a su alrededor y en el SF_6 el átomo de azufre tiene 12 electrones a su alrededor.

Aun cuando hay excepciones, se puede describir a muchas moléculas mediante estructuras de Lewis, en las que cada átomo tiene una configuración electrónica de gas noble. Es un modelo útil para entender la química.

11.8 Estructuras de Lewis complejas

La mayor parte de las estructuras de Lewis proporciona imágenes de enlazamientos que son consistentes con el comportamiento experimental de la fuerza y la longitud del enlazamiento. Sin embargo, hay varias moléculas y iones poliatómicos para las que no hay estructura de Lewis que sea consistente con todas las características e informaciones de enlazamiento que se puedan escribir. Por ejemplo, veamos al ion nitrato, NO_3^-. Para escribir una estructura de Lewis de este ion poliatómico seguiríamos nuestro método:

Paso 1 La cantidad total de electrones de valencia es 24, cinco del átomo de nitrógeno y seis de cada átomo de oxígeno, más un electrón de la carga -1.

Paso 2 Los tres átomos de O están enlazados a un átomo central de N. Escribimos la estructura del esqueleto y colocamos dos electrones entre cada par de átomos.

$\left[\begin{matrix} O \\ O:\ddot{N}:O \end{matrix} \right]^-$

Paso 3 Restamos de 24 los seis electrones que usamos en el paso 2 y obtenemos dieciocho electrones por colocar.

Paso 4 Distribuimos los dieciocho electrones alrededor de los átomos de N y O:

$:\ddot{O}$ ◄— deficiente en electrones

$:\ddot{O}:\ddot{N}:\ddot{O}:$

Paso 5 Todavía se necesita un par de electrones para que todos los átomos de N y O tengan estructura de gas noble. Recorremos el par de electrones no enlazados del átomo de N y lo colocamos entre el N y el átomo de O al que le falta el electrón, formando un enlace doble.

$$\left[\begin{matrix} :\ddot{O} \\ \| \\ :\ddot{O}—N—\ddot{O}: \end{matrix} \right]^- \text{ o } \left[\begin{matrix} :\ddot{O}: \\ | \\ :\ddot{O}—N=\ddot{O} \end{matrix} \right]^- \text{ o } \left[\begin{matrix} :\ddot{O}: \\ | \\ \ddot{O}=N—\ddot{O}: \end{matrix} \right]^-$$

¿Son estructuras válidas de Lewis? Sí, de modo que en realidad hay tres estructuras posibles de Lewis para el NO_3^-.

Una molécula o ion que tiene varias estructuras correctas de Lewis presenta resonancia. A cada una de esas estructuras se le llama **estructura de resonancia,** o en resonancia. Sin embargo, en este libro no nos ocuparemos de cómo elegir la estructura de resonancia correcta de una molécula o ion. Por consiguiente, cualesquiera de las estructuras de resonancia posibles se pueden emplear para representar al ion o a la molécula.

estructura de resonancia

Ejemplo 11.13

Escribe la estructura de Lewis para el ion carbonato, CO_3^{2-}.

Solución

Paso 1 Los cuatro átomos tienen 22 electrones de valencia y, además, dos electrones debidos a la carga -2. El total de electrones por colocar es 24.

Paso 2 En el ion carbonato, el carbono es el átomo central, rodeado por los tres átomos de oxígeno. Escribimos la estructura del esqueleto y colocamos dos electrones entre cada par de átomos:

$$\begin{matrix} O \\ | \\ C—O \\ | \\ O \end{matrix}$$

Paso 3 Restamos de 24 los seis electrones que usamos en el paso 2 y obtenemos 18 electrones todavía por colocar.

Paso 4 Distribuimos los 18 electrones alrededor de los tres átomos de oxígeno e indicamos que el ion carbonato tiene carga -2:

$$\left[\begin{matrix} :\ddot{O}: \\ | \\ C \\ :\ddot{O}\diagup \quad \diagdown\ddot{O}: \end{matrix} \right]^{2-}$$

Ejemplo 11.13

La dificultad que se presenta con esta estructura es que el átomo de carbono sólo tiene seis electrones a su alrededor, en lugar del octeto de un gas noble.

Paso 5 Recorremos uno de los pares de electrones no enlazantes de uno de los oxígenos y lo colocamos entre el carbono y el oxígeno. Las tres estructuras de Lewis siguientes son posibles:

[:Ö: | C, O=C, O]2- o [:Ö: | C, O, C=O]2- o [:O: || C, O, O]2-

Práctica 11.5

Escribe la estructura de Lewis para cada uno de los compuestos siguientes:
a) NH_3, b) H_3O^+, c) NH_4^+, d) HCO_3^-.

11.9 Compuestos con iones poliatómicos

Un ion poliatómico es un grupo estable de átomos que tiene carga positiva o negativa y que se comporta como una unidad en muchas reacciones químicas. El carbonato de sodio, Na_2CO_3, contiene dos iones.sodio y un ion carbonato. El ion carbonato, CO_3^{2-}, es un ion poliatómico formado por un átomo de carbono y tres átomos de oxígeno; tiene carga -2. Un átomo de carbono y tres de oxígeno tienen 22 electrones en total en su capa externa. El ion carbonato contiene 24 electrones en las capas externas y, por consiguiente, tiene la carga -2. En este caso, los dos electrones adicionales provienen de los dos átomos de sodio, que ahora son iones sodio:

$[Na]^+$ [:Ö: | C, O, O]2- $[Na]^+$ — carbonato de sodio

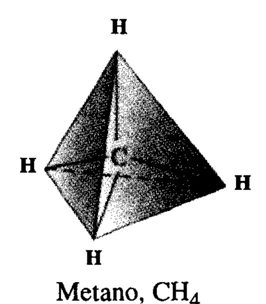
[:Ö: | C, O, O]2- — ion carbonato

El carbonato de sodio tiene enlaces iónicos y covalentes, a la vez. Los enlaces iónicos se forman entre cada uno de los iones sodio y el ion carbonato. Los enlaces covalentes están entre los átomos de carbono y oxígeno del ion carbonato. Una diferencia importante entre los enlaces iónicos y covalentes en este compuesto puede demostrarse al disolverlo en agua. Se disuelve en agua formando tres partículas cargadas: dos iones sodio y un ion carbonato, por cada unidad fórmula de Na_2CO_3:

$$Na_2CO_3 \xrightarrow{\text{agua}} 2Na^+ + CO_3^{2-}$$

carbonato de sodio — iones sodio — ion carbonato

El ion CO_3^{2-} permanece como unidad, manteniéndose unido por enlaces covalentes; pero donde los enlaces son iónicos se lleva a cabo la disociación en iones. Sin embargo, no pienses que los iones poliatómicos son tan estables que no se pueden alterar. Sí hay reacciones químicas mediante las que los iones poliatómicos se pueden transformar en otras sustancias.



Metano, CH_4

11.10 Estructura molecular

Hasta ahora, en las descripciones del enlazamiento hemos empleado estructuras de Lewis para representar electrones de valencia en moléculas o iones, pero no indican nada acerca de la estructura molecular o geométrica de una molécula. El arreglo tridimensional de los átomos en una molécula es una característica importante que nos ayudará a comprender las interacciones moleculares. Veamos algunos ejemplos. Se sabe que la estructura del agua es la siguiente:

```
H   H
 \ /
  O
```

que se llama "doblada" o "en forma de V". La molécula de dióxido de carbono tiene forma lineal:

O=C=O

mientras que el BF_3 forma una estructura de otro tipo:

```
F   F
 \ /
  B
  |
  F
```

A esta última estructura se le llama *trigonal plana*, porque todos los átomos están en un plano en arreglo triangular. Una de las estructuras moleculares más comunes es el tetraedro, ejemplificado por la molécula del metano, CH_4, que vemos al margen.

¿Cómo puede un químico saber la estructura geométrica de una molécula. A continuación estudiaremos un modelo que nos ayudará a predecirla, a partir de la estructura de Lewis.

11.11 Modelo de repulsión de par electrónico en la capa de valencia

Las propiedades químicas de una sustancia están estrechamente relacionadas con la estructura de sus moléculas. Un cambio en un solo lugar, en una biomolécula gigantesca, puede ser la diferencia por la que presente determinada reacción o no.

Para determinar los arreglos espaciales exactos de los átomos puede emplearse el análisis instrumental. Sin embargo, muchas veces sólo necesitamos poder predecir la estructura aproximada de una molécula. Se ha desarrollado un modelo relativamente sencillo que nos permite hacer predicciones de la forma, partiendo de estructuras de Lewis.

El modelo de repulsión de par electrónico en capa de valencia, que desde ahora llamaremos "repulsión en capa de valencia", se basa en la idea de que los pares de electrones se repelen eléctricamente entre sí, y buscan minimizar esta repulsión. Para lograr esta minimización, los pares de electrones deben acomodarse alrededor de un átomo central tan lejos de él como sea posible. Veamos la molécula de BeC_{12}, que sólo tiene dos pares de electrones que rodean al átomo central. Estos electrones se acomodan a 180° entre sí, para que su separación sea máxima:

180°
Cl—Be—Cl

estructura lineal

A esta estructura molecular la podemos llamar **estructura lineal.** Cuando sólo hay dos pares de electrones que rodean a un átomo, se deben colocar a 180° entre sí, y obtener de una manera una estructura lineal.

¿Qué sucede cuando hay tres pares de electrones en el átomo central? Pensemos en la molécula de BF_3. La separación máxima de pares electrónicos se presenta cuando los ángulos entre los átomos son de 120°:

F 120° F
B
120° 120°
F

trigonal plano

Este arreglo de átomos es plano y recibe el nombre de **trigonal plano.** Cuando tres pares de electrones rodean a un átomo, deben colocarse formando ángulos de 120° entre sí, con lo que resulta la estructura trigonal plana.

Ahora veamos el caso más común, el CH_4, con cuatro pares de electrones en el átomo de carbono central. En este caso, el átomo central tiene una estructura electrónica de gas noble. ¿Qué arreglo minimizará las repulsiones entre los pares de electrones? A primera vista parece que lo obvio es elegir un ángulo de 90° entre todos los átomos, en un solo plano:

H
90° 90°
H—C—H
90° 90°
H

Sin embargo, debemos considerar que las moléculas son tridimensionales. Con este concepto nos resulta una estructura en la que los pares de electrones están, en realidad, formando ángulos de 109.5°:

H 109.5° H
C
H H

estructura tetraédrica

En este diagrama, la línea en forma de cuña parece sobresalir de la página, mientras que la línea de puntos se aleja hacia abajo. En la figura 11.11 vemos dos ejemplos que muestran representaciones de este arreglo, que se llama **estructura tetraédrica.** Cuando un átomo está rodeado por cuatro pares de electrones, éstos se deben colocar formando ángulos de 109.5° entre sí, con lo que se obtiene la estructura de un tetraedro:

El método de repulsión en capa de valencia se basa en la premisa de que estamos contando pares de electrones. Es muy posible que uno o más de ellos sean no enlazantes, o aislados. ¿Qué sucede en estos casos con la estructura molecular? Tomemos el ejemplo de la

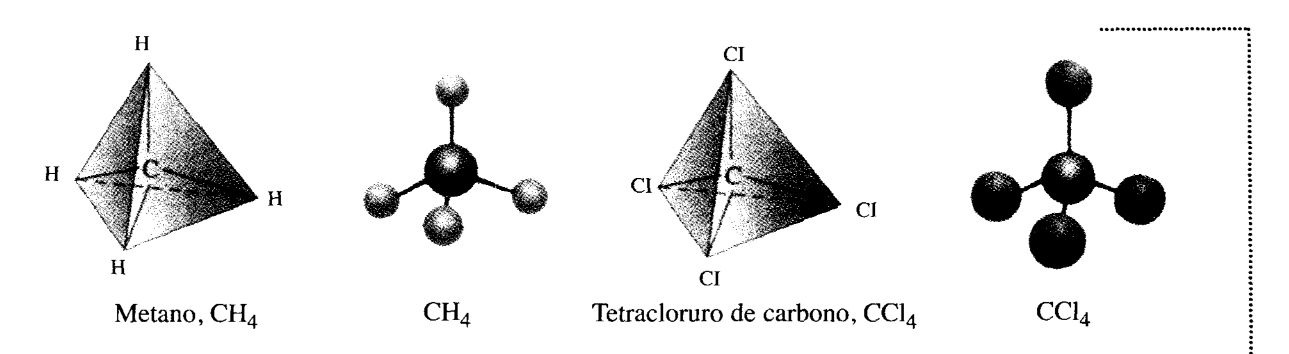


Figura 11.11
Modelos moleculares (de bolas y palillos) del metano y el tetracloruro de carbono. Estas dos sustancias tienen moléculas no polares, porque sus enlaces polares se anulan entre sí en el arreglo tetraédrico de sus átomos. Los átomos de carbono están en el centro de los tetraedros.

molécula de amoniaco. Primero trazamos la estructura de Lewis, para determinar la cantidad de pares de electrones alrededor del átomo central:

H:N̤̈:H
 H

Como hay cuatro pares de electrones, el arreglo de los electrones alrededor del átomo central será tetraédrico. Sin embargo, sólo tres de los pares están enlazados a otro átomo, de modo que la forma de la molécula misma es piramidal. Es importante comprender que la colocación de los pares de electrones determina la estructura, pero la forma de la molécula está determinada por la posición de los átomos mismos. Por consiguiente, el amoniaco tiene forma piramidal y no tetraédrica. Ve la figura 11.12.

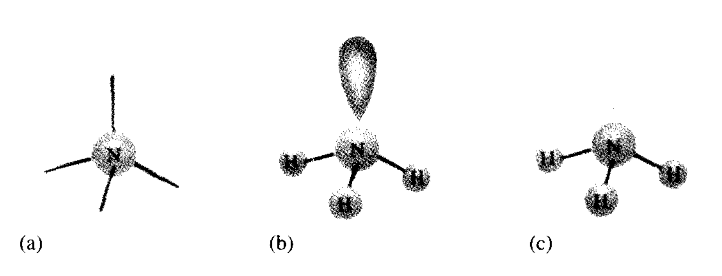
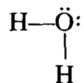


Figura 11.12
a) Arreglo tetraédrico de los pares de electrones alrededor del átomo de N en la molécula de NH_3. b) Tres pares están compartidos y uno queda sin compartir. c) La molécula de NH_3 tiene estructura trigonal piramidal.

Ahora veamos el efecto de dos pares de electrones no enlazados en la molécula de agua. La estructura de Lewis para el agua es



Los cuatro pares de electrones indican que es necesario un arreglo tetraédrico (ve la Fig 11.11). La molécula no es tetraédrica porque dos de los pares de electrones son pares no enlazados. Los átomos de la molécula de agua forman una estructura "doblada", como vemos en la figura 11.13. El modelo de repulsión en capa de valencia nos ayuda a explicar algunas de las propiedades exclusivas que tiene la molécula del agua. Como está doblada y no es lineal, podemos ver que es polar.

Las propiedades del agua que hacen que intervenga en tantos papeles, tan interesantes e importantes, son función, principalmente, de su forma y su polaridad. En el capítulo 13 estudiaremos al agua con más detalle.

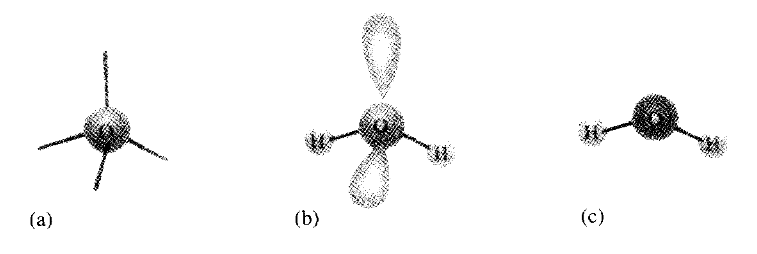


Figura 11.13
a) Arreglo tetraédrico de los cuatro pares de electrones alrededor del oxígeno en la molécula de H_2O. b) Dos de los pares están compartidos y dos sin compartir. c) La molécula de H_2O tiene una estructura molecular doblada.

Ejemplo 11.14

Predecir la estructura molecular de cada una de las sustancias siguientes: H_2S, CCl_4, AlF_3.

Solución

1. Trazamos la estructura de Lewis.
2. Contamos los pares de electrones y determinamos el arreglo que minimice las repulsiones.
3. Determinamos las posiciones de los átomos y damos el nombre a la estructura que resulte.

Molécula	Estructura de Lewis	Cantidad de pares de electrones	Arreglo de los pares de electrones	Estructura molecular
H_2S	H:S̤̈:O	4	Tetraédrica	Doblada
CCl_4	:C̤̈l: :C̤̈l:C̤̈:C̤̈l: :C̤̈l:	4	Tetraédrica	Tetraédrica
AlF_3	:F̈: :F̤̈:Äl:F̤̈:	3	Trigonal plana	Trigonal plana

Práctica 11.6

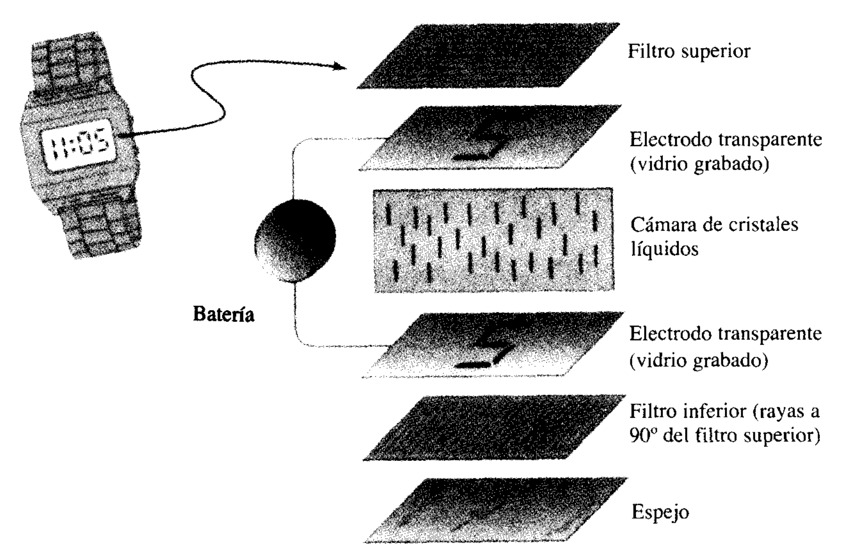
Pronostica la estructura molecular de CF_4, NF_3 y BeF_2.

QUÍMICA EN ACCIÓN

Cristales líquidos

¿Qué tienen en común las plumas o coches de juguete, que cambian de color, los chalecos antibalas, las calculadoras y los termómetros que cambian de color? Entre las sustancias que se emplean en su fabricación están los cristales líquidos. En un cristal normal, las moléculas tienen un arreglo ordenado. En un cristal líquido, pueden fluir y mantener un arreglo ordenado, al mismo tiempo.

En todos los tipos de cristales líquidos, las moléculas son lineales y polares. Los átomos de las moléculas lineales tienden a quedar en una línea relativamente recta, y las moléculas son, generalmente, mucho más largas que anchas. Las moléculas polares se atraen entre sí, y algunas se pueden alinear ordenadamente, sin solidificarse, formando cristales líquidos. Las sustancias como esas se pueden emplear en las pantallas de cristal líquido (LCD, *liquid crystal display*), para cambiar de color cuando la temperatura varía, o para formar una fibra sintética superresistente.



Adaptado de *Chem Matters Magazine*

La clave de esos productos que cambian de color con la temperatura está en el arreglo retorcido de las moléculas. Generalmente, las moléculas lineales forman una superficie plana. En el cristal líquido, las moléculas están lado a lado y forman una capa casi plana. La capa es parecida, pero forma un ángulo con la anterior. Esas capas planas densamente empacadas tienen un efecto especial sobre la luz. Cuando la luz llega a la superficie, parte de ella es reflejada desde la capa superior, y más desde las capas inferiores. Cuando la misma longitud de onda se refleja desde varias capas, se observa el color. Esto se parece al arcoiris de colores que forma el aceite en un charco en la calle, o en la membrana de una burbuja de jabón. Al aumentar la temperatura, las moléculas se mueven con mayor rapidez y originan un cambio en el ángulo y en el espacio entre las capas. Los cambios, a su vez, dan como resultado un cambio de color de la luz reflejada. Los distintos compuestos cambian su color a distintas temperaturas, con lo cual se pueden tener diversas aplicaciones prácticas y divertidas.

En las pantallas de cristal líquido (LCD) de los relojes y las calculadoras, el proceso es parecido. Normalmente, la pantalla funciona como espejo que refleja la luz que le llega. La pantalla está formada por una serie de capas: un filtro, un vidrio grabado con diminutas rayas, una cámara de cristales líquidos, un segundo vidrio grabado, un filtro inferior y un espejo (ve el diagrama). Las moléculas que están en la parte superior de la cámara de cristales líquidos se alinean con las rayas del vidrio superior, mientras que las que están al fondo se alinean con las de ese vidrio, giradas 90° respecto a las de la superficie. Entre la parte superior y el fondo, las moléculas se alinean tan cerca como pueden con las vecinas formando una espiral torcida. Para mostrar un número se hace pasar una corriente diminuta a los segmentos adecuados de SiO_2 del vidrio grabado. Las placas se cargan y las moléculas polares del cristal líquido son atraídas a los segmentos cargados, destruyendo así las espirales tan cuidadosamente formadas. La luz reflejada cambia y aparece el número.

Otro tipo de cristal líquido (el nemático) contiene moléculas que apuntan en la misma dirección. Estos cristales se emplean para fabricar fibras sintéticas muy resistentes. En los cristales nemáticos, las moléculas se alinean, todas, en la misma dirección, pero quedan libres para deslizarse entre sí.

Quizá el mejor ejemplo de esos cristales líquidos es el Kevlar, fibra sintética que se emplea en los chalecos antibalas, en canoas y en partes del transbordador espacial. El Kevlar es un polímero sintético, como el nylon o el poliéster, que aumenta su resistencia al pasar por un estado de cristal líquido durante su manufactura.

QUÍMICA EN ACCIÓN

Cristales líquidos

En un polímero normal, las largas cadenas de moléculas están revueltas entre sí, como en el espaghetti. La resistencia del material queda limitada por el arreglo desordenado.

El truco es hacer que las moléculas se alineen paralelas entre sí. Una vez sintetizadas las moléculas gigantes, se disuelven en ácido sulfúrico. Cuando la concentración es correcta, las moléculas se alinean y la solución se hace pasar a través de agujeros diminutos en una boquilla (la hilera), donde se alinean todavía más. El ácido sulfúrico se elimina en un baño de agua y se forman fibras sólidas con alineamiento casi perfecto. Una hebra de Kevlar es más resistente que una de acero del mismo diámetro. También su densidad es mucho menor, y ello hace que el material sea el adecuado para la fabricación de los chalecos antibalas.

Repaso de conceptos

1. Describe cómo varían los radios atómicos a) de izquierda a derecha en un periodo, y b) de arriba a abajo en un grupo.
2. Describe cómo varían las energías de ionización de los elementos con respecto a a) la posición en la tabla periódica, y b) la eliminación de electrones sucesivos.
3. Escribe estructuras de Lewis para los elementos representativos, a partir de su posición en la tabla periódica.
4. Describe a) la formación de iones por transferencia de electrones, y b) la naturaleza del enlace químico formado por transferencia de electrones.
5. Muestra, mediante estructuras de Lewis, la formación de un compuesto iónico a partir de sus átomos.
6. Describe un cristal de cloruro de sodio.
7. Deduce los tamaños relativos de un átomo y de un ion monoatómico para un elemento dado.
8. Describe el enlace covalente, y di si determinado enlace covalente será polar o no polar.
9. Traza las estructuras de Lewis para los elementos con molécula diatómica.
10. Describe ejemplos de enlaces covalentes sencillos, dobles y triples.
11. Describe los cambios de electronegatividad al 1) recorrer un periodo, y 2) bajar por un grupo en la tabla periódica.
12. Escribe fórmulas de compuestos simples formados entre los elementos representativos (del grupo A), usando la tabla periódica.
13. Describe el efecto que tiene la electronegatividad sobre el tipo de enlaces químicos en un compuesto.
14. Traza estructuras de Lewis para a) moléculas de compuestos covalentes, y b) iones poliatómicos.
15. Describe la diferencia entre enlaces polares y no polares.
16. Describe claramente la diferencia entre sustancias iónicas y moleculares.
17. Pronostica si, en un compuesto, el enlazamiento será principalmente iónico o covalente.
18. Describe el modelo de repulsión de par electrónico en la capa de valencia, para determinar la forma de una molécula.
19. Usa el modelo de repulsión en la capa de valencia para determinar las estructuras moleculares a partir de la estructura de Lewis de varios compuestos dados.

Palabras clave

Los términos que se citan a continuación se definieron a lo largo de este capítulo. Después de cada uno aparece el número de sección donde se explica. En el glosario encontrarás definiciones más detalladas.

dipolo (11.6)
electronegatividad (11.6)
enlace covalente (11.5)
enlace covalente polar (11.5)
enlace iónico (11.3)
enlace no polar (11.6)
energía de ionización (11.1)
estructura de Lewis (11.2)
estructura de resonancia (11.8)
estructura lineal (11.11)
estructura tetraédrica (11.11)
estructura trigonal plana (11.11)

Preguntas

Las preguntas se refieren a las tablas, figuras, palabras clave y conceptos que se definieron en el capítulo. Las preguntas o ejercicios más difíciles se indican con un asterisco.

1. Clasifica los cinco elementos siguientes de acuerdo con los radios de sus átomos, del menor al mayor: Na, Mg, Cl, K y Rb (Fig. 11.2)

2. Explica por qué se necesita mucha más energía de ionización para quitar el primer electrón del neón que del sodio (Tabla 11.1)

3. Explica el gran aumento de la energía de ionización necesaria para sacar el tercer electrón del berilio, en comparación con la necesaria para el segundo electrón (Tabla 11.1)

4. La energía de primera ionización, ¿aumenta o decrece al recorrer la tabla periódica de arriba a abajo en la familia de los metales alcalinos? Explica tu respuesta (Fig. 11.3)

5. La energía de primera ionización, ¿aumenta o disminuye al ir de arriba a abajo de la tabla periódica, en la familia de los gases nobles? Explica tu respuesta (Fig. 11.3)

6. ¿Por qué el bario, Ba, tiene menor energía de ionización que el berilio, Be? (Fig. 11.3)

7. ¿Por qué hay tanto aumento en la energía de ionización necesaria para quitar al segundo electrón de un átomo de sodio, en contraste con el primer electrón? (Tabla 11.1)

8. ¿Cuál elemento de cada uno de los pares siguientes tiene el radio atómico mayor? (Fig. 11.2.)

a) Na o K **c)** O o F **e)** Ti o Zr
b) Na o Mg **d)** Br o I

9. ¿Cuál elemento en cada uno de los grupos IA a VIIA tiene el mínimo radio atómico? (Fig. 11.2)

10. ¿Por qué el tamaño atómico aumenta al avanzar hacia abajo en cualquier familia de la tabla periódica?

11. Todos los átomos de cada familia del grupo A de elementos se pueden representar mediante la misma estructura de Lewis. Llena la tabla de abajo, expresando la estructura de Lewis de cada grupo. (Usa una *E* para representar a los elementos). (Fig. 11.4).

Grupo	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
$E^{\cdot}$							

12. Traza la estructura de Lewis para el Cs, Ba, Tl, Pb, Po, At y Rn. ¿Cómo se correlacionan esas estructuras con el grupo a que pertenece cada elemento?

13. ¿En cuáles áreas generales de la tabla periódica se encuentran los elementos con las electronegatividades a) máximas y b) mínimas?

14. ¿Qué son los electrones de valencia?

15. Explica por qué el potasio forma casi siempre un ion K^+, pero no un ion K^{2+}.

16. ¿Por qué un ion aluminio tiene una carga +3?

17. ¿Cuáles de las afirmaciones siguientes son correctas? (Trata de resolver este ejercicio empleando sólo la tabla periódica). Vuelve a redactar las incorrectas para que sean válidas.

a) Si la fórmula del yoduro de calcio es CaI_2, entonces la del yoduro de cesio es CsI_2.
b) Los elementos metálicos tienden a tener electronegatividades relativamente bajas.
c) Si la fórmula del óxido de aluminio es Al_2O_3, la fórmula del óxido de galio es Ga_2O_3.
d) El sodio y el cloro reaccionan y forman moléculas de NaCl.
e) Un átomo de cloro tiene menos electrones que un ion cloruro.
f) Los gases nobles tienen tendencia a perder un electrón y transformarse en iones con carga positiva.
g) Los enlaces químicos en la molécula de agua son iónicos.
h) Los enlaces químicos en la molécula de agua son polares.

i) Los electrones de valencia son los que están en la capa externa de un átomo.
j) Un átomo con ocho electrones en su capa externa tiene llenos todos sus orbitales *s* y *p*.
k) El flúor tiene la menor electronegatividad de todos los elementos.
l) El oxígeno tiene mayor electronegatividad que el carbono.
m) Un catión es mayor que su átomo neutro correspondiente.
n) El Cl_2 tiene carácter más iónico que el HCl.
o) Un átomo neutro con ocho electrones en su capa de valencia es, probablemente, uno de un gas noble.
p) Un átomo de nitrógeno tiene cuatro electrones de valencia.
q) Un átomo de aluminio debe perder tres electrones para transformarse en un ion aluminio, Al^{3+}.
r) Un grupo estable de átomos que tiene carga positiva o negativa y que se comporta como unidad en muchas reacciones químicas se llama ion poliatómico.
s) El sulfato de sodio, Na_2SO_4, tiene enlaces covalentes entre sus átomos de azufre y oxígeno, y enlaces iónicos entre sus iones sodio y sulfato.
t) La molécula de agua es un dipolo.
u) En la molécula de óxido de etileno, C_2H_4,

```
H       H
 \     /
  C = C
 /     \
H       H
```

dos pares de electrones están compartidos entre los átomos de carbono.
v) Cuando los electrones pasan de un átomo a otro, el compuesto resultante contiene enlaces iónicos.
w) Un átomo de fósforo, ·Ṗ̤·, necesita tres electrones más para adquirir la estructura electrónica de gas noble.
x) El compuesto más simple entre el oxígeno, ·Ö̤· y el flúor :F̤̈·, es FO_2.
y) La molécula H:C̤̈l: tiene tres pares de electrones no compartidos.

18. ¿Cuáles de las afirmaciones siguientes son correctas? (Trata de resolver este ejercicio consultando sólo la tabla periódica). Vuelve a redactar las que estén incorrectas para que sean válidas.

a) Cuanto menor es la diferencia de electronegatividad entre dos átomos, más iónico es el enlace que forman.
b) La mayor utilidad de las estructuras de Lewis es para los elementos representativos.
c) La estructura de Lewis correcta para el NH_3 es

```
H:N̈:H
  H
```

d) La estructura de Lewis correcta para el CO_2 es

:Ö̤:C:Ö̤:

e) La estructura de Lewis correcta para el helio, que es gas noble, es

:Hë̤:

f) En el periodo 5 de la tabla periódica, el elemento que tiene la mínima energía de ionización es Xe.
g) Un átomo que tiene la estructura electrónica $1s^22s^22p^63s^23p^2$ tiene cuatro electrones de valencia.
h) Cuando un átomo de bromo se convierte en ion bromuro, aumenta su tamaño.
i) Las estructuras que muestran que el H_2O es un dipolo, y que el CO_2 no es un dipolo son

H—Ö̤—H   y   :Ö=C=Ö:

j) Los iones Cl^- y S^{2-} tienen la misma estructura electrónica.
k) Una molécula donde hay un átomo central rodeado por dos pares de electrones tiene forma lineal.
l) Una molécula donde hay un átomo central con tres pares enlazantes de electrones, y uno no enlazante, tiene estructura electrónica tetraédrica y forma tetraédrica.
m) Una molécula en la que el átomo central está rodeado por tres pares enlazantes de electrones tiene forma trigonal plana.
n) Una molécula con dos pares de electrones enlazantes y dos no enlazantes tiene forma doblada.
o) La estructura de Lewis para el nitrógeno es :N̈·.
p) La estructura de Lewis del potasio es P·.

Ejercicios relacionados

Los siguientes ejercicios están relacionados uno a uno. A cada ejercicio con número impar sigue otro semejante con número par. Las respuestas a los ejercicios con número par aparecen en el apéndice V.

19. ¿Qué es mayor, un átomo de magnesio o un ion magnesio? Explica tu respuesta.

20. ¿Qué es menor, un átomo de bromo o un ion bromuro? Explica tu respuesta.

21. Con la tabla de valores de electronegatividad (Tabla 11.5), indica cuál elemento es más positivo y cuál más negativo, en los compuestos siguientes:

a) H_2O **c)** NH_3 **e)** NO
b) NaF **d)** PbS **f)** CH_4

22. Con la tabla de valores de electronegatividad (Tabla 11.5), indica cuál elemento es más positivo y cuál más negativo en los compuestos siguientes:

a) HCl **c)** CCl_4 **e)** $MGgH_2$
b) LiH **d)** IBr **f)** OF_2

23. Describe si el enlace entre los siguientes pares de elementos es principalmente iónico o principalmente covalente. Usa la tabla 11.5.
a) sodio y cloro
b) carbono e hidrógeno
c) cloro y carbono
d) calcio y oxígeno

24. Describe si el enlace entre los siguientes pares de elementos es principalmente iónico o principalmente covalente. Usa la tabla 11.5.
a) hidrógeno y azufre
b) bario y óxido
c) flúor y fluoruro
d) potasio y flúor

25. Explica lo que sucede con las estructuras electrónicas de los átomos de Mg y de Cl cuando reaccionan para formar el $MgCl_2$.

26. Plantea una ecuación que represente a:
a) el cambio de un átomo de flúor a ion fluoruro
b) el cambio de un átomo de calcio a ion calcio

27. Utiliza las estructuras de Lewis para mostrar la transferencia de electrones cuando se forman los compuestos iónicos a partir de los átomos:
a) MgF_2 **b)** K_2O

28. Emplea las estructuras de Lewis para mostrar la transferencia de electrones cuando se forman los compuestos iónicos a partir de los átomos:
a) CaO **b)** NaBr

29. ¿Cuántos electrones de valencia hay en cada uno de los átomos siguientes? H, K, Mg, He y Al

30. ¿Cuántos electrones de valencia hay en cada uno de los átomos siguientes? Si, N, P, O y Cl.

31. ¿Cuántos electrones se deben ganar o perder en cada uno de los casos siguientes, para llegar a tener una estructura electrónica de gas noble?
a) un átomo de calcio
b) un átomo de azufre
c) un átomo de helio

32. ¿Cuántos electrones se deben ganar o perder en cada uno de los casos siguientes, para llegar a tener una estructura electrónica de gas noble?
a) un ion cloruro
b) un átomo de nitrógeno
c) un átomo de potasio

33. ¿Cuál es el mayor? Explica tu respuesta.
a) Un átomo de potasio o un ion potasio.
b) Un átomo de bromo o un ion bromuro.

34. ¿Cuál es el mayor? Explica tu respuesta.
a) Un ion magnesio o un ion aluminio
b) Fe^{2+} o Fe^{3+}

35. Sea *E* cualquier elemento representativo. De acuerdo con la pauta de la tabla, escribe las fórmulas de los compuestos con hidrógeno y oxígeno de
(a) Na **(c)** Al
(b) Ca **(d)** Sn

Grupo						
IA	**IIA**	**IIIA**	**IVA**	**VA**	**VIA**	**VIIA**
EH	EH_2	EH_3	EH_4	EH_3	H_2E	HE
E_2O	EO	E_2O_3	EO_2	E_2O_5	EO_3	E_2O_7

36. Sea *E* cualquier elemento representativo. De acuerdo con la pauta de la tabla, escribe las fórmulas de los compuestos con hidrógeno y oxígeno de
(a) Sb **(c)** Cl
(b) Se **(d)** C

Grupo						
IA	**IIA**	**IIIA**	**IVA**	**VA**	**VIA**	**VIIA**
EH	EH_2	EH_3	EH_4	EH_3	H_2E	HE
E_2O	EO	E_2O_3	EO_2	E_2O_5	EO_3	E_2O_7

37. La fórmula del sulfato de sodio es Na_2SO_4. Escribe los nombres y las fórmulas de los demás sulfatos de metal alcalino.

38. La fórmula del bromuro de calcio es $CaBr_2$. Escribe los nombres y las fórmulas de los demás bromuros de metal alcalino.

39. Escribe las estructuras de Lewis para
(a) Na **(b)** Br^- **(c)** O^{2-}

40. Escribe las estructuras de Lewis para
(a) Ga **(b)** Ga^{3+} **(c)** Ca^{2+}

41. Clasifica en iónico o covalente el enlazamiento de cada uno de los compuestos siguientes:
(a) H_2O **(c)** MgO
(b) NaCl **(d)** Br_2

42. Clasifica en iónico o covalente el enlazamiento de cada uno de los compuestos siguientes:
(a) HCl **(c)** NH_3
(b) $BaCl_2$ **(d)** SO_2

43. Pronostica el tipo de enlazamiento que se formaría entre los pares de átomos siguientes:
(a) Na y N
(b) N y S
(c) Br e I

44. Pronostica el tipo de enlazamiento que se formaría entre los pares de átomos siguientes:
(a) H y Si
(b) O y F
(c) Ca e I

45. Clasifica en iónico o covalente el enlazamiento de cada uno de los compuestos siguientes:
(a) H_2 **(b)** N_2 **(c)** Cl_2

46 Traza estructuras de Lewis para
(a) O_2 **(b)** Br_2 **(c)** I_2

47. Traza estructuras de Lewis para
(a) NCl_3 **(c)** C_2H_6
(b) H_2CO_3 **(d)** $NaNO_3$

48. Traza estructuras de Lewis para
(a) H_2S **(c)** NH_3
(b) CS_2 **(d)** NH_4Cl

49. Traza estructuras de Lewis para
(a) Ba^{2+} (d) CN^-
(b) Al^{3+} (e) HCO_3^-
(c) SO_3^{2-}

50. Traza estructuras de Lewis para
(a) I^- (d) ClO_3^-
(b) S^{2-} (e) NO_3^-
(c) CO_3^{2-}

51. Di si las moléculas siguientes son polares o no polares:
(a) H_2O
(b) HBr
(c) CF_4

52. Di si las moléculas siguientes son polares o no polares:
(a) F_2
(b) CO_2
(c) NH_3

53. Cita la cantidad y el arreglo de los pares de electrones alrededor del átomo central:
(a) C en CCl_4
(b) S en H_2S
(c) Al en AlH_3

54. Cita la cantidad y el arreglo de los pares de electrones alrededor del átomo central:
(a) Be en BeF_2
(b) N en NF_3
(c) Cl en HCl

55. Aplica la teoría de repulsión en la capa de valencia para predecir la fórmula de los iones poliatómicos siguientes:
(a) ion sulfato
(b) ion clorato
(c) ion periodato

56. Aplica la teoría de repulsión en la capa de valencia para predecir la formula de los iones poliatómicos siguientes:
(a) ion amoniaco
(b) ion sulfito
(c) ion fosfato

57. Aplica la teoría de repulsión en la capa de valencia para predecir la forma de las moléculas siguientes:
(a) SiH_4
(b) PH_3
(c) SeF_2

58. Aplica la teoría de repulsión en la capa de valencia para predecir la forma de las moléculas siguientes:
(a) SiF_4
(b) OF_2
(c) Cl_2O

59. A partir de la descripción siguiente, identifica al elemento: el elemento *X* reacciona con sodio para formar el compuesto Na_2X, y está en el segundo periodo de la tabla periódica.

60. A partir de la descripción siguiente, identifica al elemento: el elemento *Y* reacciona con el oxígeno para formar el compuesto Y_2O, y tiene la mínima energía de ionización de cualquier elemento en el cuarto periodo de la tabla periódica.

Ejercicios adicionales

Los siguientes ejercicios no están relacionados ni agrupados por tema; son para que adquieras más práctica en la aplicación de los conceptos descritos en este capítulo.

61. Identifica en la tabla periódica al elemento que satisface cada una de las descripciones siguientes:
(a) el elemento de transición con máximo radio atómico
(b) el metal alcalinotérreo con la máxima energía de ionización
(c) el miembro menos denso de la familia del nitrógeno
(d) el metal alcalino con la máxima relación de neutrones a protones
(e) el metal de transición más electronegativo

62. Escoge el elemento que se ajusta a cada una de las descripciones siguientes:
(a) El de menor electronegatividad: As o Zn
(b) El de menor reactividad química: Ba o Be
(c) El que tiene menos electrones de valencia: N o Ne

63. Identifica dos motivos por los que el flúor tiene una electronegatividad mucho mayor que la del neón.

64. Cuando un electrón se saca de un átomo de Li, quedan dos. Los átomos de helio también tienen dos electrones. ¿Por qué se necesita más energía para quitar al segundo electrón del Li que para quitar el primero del He?

65. Los elementos del grupo IB (consulta la tabla periódica en el apéndiceVI de este libro) tienen un electrón en su capa externa, como los elementos del grupo IA. ¿Crees que formen compuestos como CuCl, AgCl y AuCl? Explica tu respuesta.

66. La fórmula del bromuro de plomo (II) es $PbBr_2$. Pronostica las fórmulas de los bromuros de estaño (II) y de germanio (II).

67. ¿Por qué no es correcto hablar de moléculas de cloruro de sodio?

68. ¿Qué es un enlace covalente? ¿En qué difiere de un enlace iónico?

69. Comenta, brevemente, la estructura $Na{:}\ddot{\underset{..}{O}}{:}Na$ del compuesto Na_2O.

70. ¿Cuáles son los cuatro elementos más electronegativos?

71. Clasifica los elementos siguientes desde el más hasta el menos electronegativo: Mg, S, F, H, O, Cs

72. ¿Es posible que una molécula sea no polar, aun cuando contenga enlaces covalentes polares? Explica tu respuesta.

73. ¿Por qué la molécula de CO_2 es molécula no polar, mientras que la de CO es polar?

74. Determina el ángulo de enlace entre los átomos de cada una de las moléculas siguientes.
(a) H_2S
(b) NH_3
(c) NH_4^+
(d) $SiCl_4$

75. ¿Qué quiere decir la palabra superconductor?

76. ¿Cuál es la relación importante entre 77 K y la superconductividad?

77. ¿Cuál fue la relación, en la tabla periódica, que permitió a Chu hallar un superconductor a temperatura alta?

78. Describe las limitaciones de los materiales superconductores actuales.

79. Describe tres usos de los cristales líquidos.

80. Explica cómo trabaja una pantalla de cristal líquido.

81. ¿Qué es el Kevlar? ¿Cómo adquiere la propiedad de superresistencia?

82. Se tienen las moléculas de BF_3 y NF_3. Compáralas y describe su diferencia en términos de
a) los orbitales de nivel de valencia en el átomo central, que se usan en el enlazamiento
b) la forma de la molécula
c) la cantidad de pares aislados de electrones en el átomo central
d) el tipo y cantidad de enlaces que hay en la molécula

83. Con respecto a la electronegatividad, ¿por qué el flúor es tan importante? ¿Qué combinación de átomos en la tabla periódica da como resultado el enlace más iónico?

84. ¿Por qué la estructura de Lewis de cada elemento en determinado grupo de elementos representativos, en la tabla periódica, tiene la misma cantidad de puntos?

85. Se analizó una muestra de un contaminante atmosférico formado por azufre y oxígeno y contenía 1.40 g de azufre y 2.10 g de oxígeno. ¿Cuál es la fórmula empírica de ese compuesto? Traza una estructura de Lewis que lo represente.

86. Un líquido de "limpieza en seco" (sin agua) está formado por carbono y cloro; dicho líquido se analizó resultando 14.5% de carbono y 85.5% de cloro. Su masa molar es de 166 g/mol. Traza una estructura de Lewis que lo represente.

Respuestas a los ejercicios de práctica

11.1 (a) :N̈· (b) :Al· (c) Sr: (d) :B̈r·

11.2 (a) Na_2N (b) Pb_2O

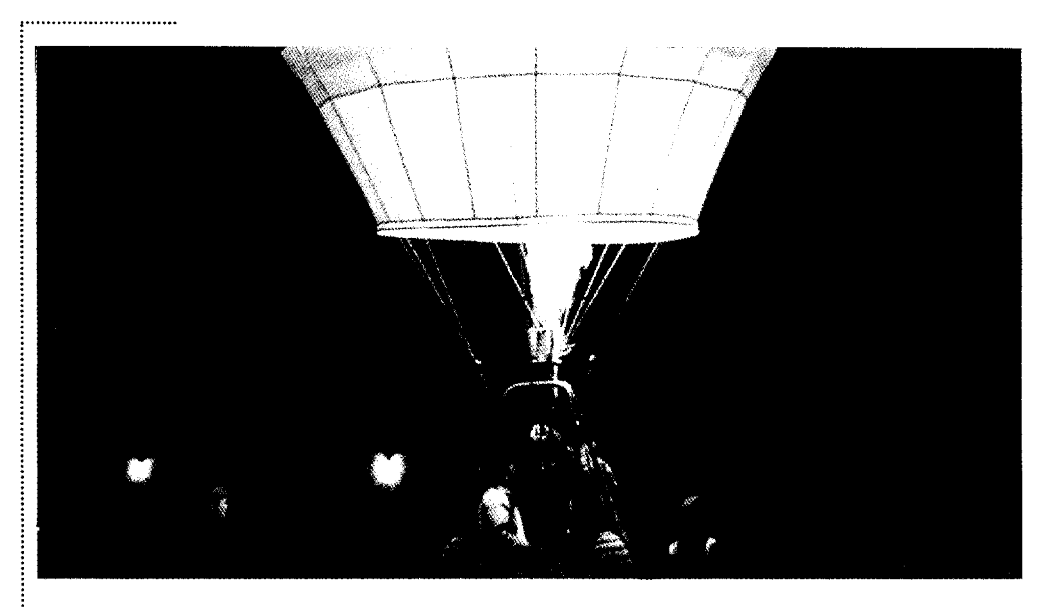
11.3 (a) Mg_3S_2 (b) Ba_3As_2

11.4 (a) :B̈r: :P̈ : B̈r: :B̈r: (b) H :C̈l : C : C̈l: :C̈l: (c) H :F̈ :

11.5 (a) H:N̈:H H (b) [H:Ö:H H]$^+$ (c) [H H:N̈:H H]$^+$ (d) [:Ö: H:Ö:C::Ö:]$^-$

11.6 CF_4 tetraédrico, NF_3 piramidal, BeF_2 lineal

Capítulo 12
El estado gaseoso de la materia



Muchas de las propiedades de los gases intervienen en el ambiente que se vive con los globos de aire caliente.

Nuestra atmósfera es una mezcla de gases: nitrógeno, oxígeno, dióxido de carbono, ozono y huellas de otros más. Pero debemos tener cuidado y observar ciertos hechos cuando nos refiramos a ella. Por ejemplo, el dióxido (o bióxido) de carbono puede considerarse valioso porque lo que toman las plantas y es convertido en carbohidratos; pero también se relaciona con el efecto invernadero, potencialmente perjudicial. El ozono rodea a la Tierra a grandes altitudes y nos protege de los dañinos rayos ultravioleta, pero a bajas altitudes es perjudicial y destruye el caucho y los plásticos. Necesitamos el aire para vivir, sin embargo los buceadores se exponen al peligro del envenenamiento por oxígeno y la aeroembolia.

En química, el estudio del comportamiento de los gases nos permite contar con una base para comprender a nuestra atmósfera y los efectos que los gases tienen sobre nuestras vidas.

12.1 Propiedades generales

En el capítulo 3, describimos brevemente a los sólidos, líquidos y gases. En este capítulo, describiremos con detalle el comportamiento de los gases.

Los gases constituyen el estado menos denso y más móvil de los tres estados de la materia. Un sólido tiene estructura rígida, y sus partículas permanecen en posiciones esencialmente fijas. Cuando un sólido absorbe suficiente calor se funde y se vuelve un líquido. La fusión se debe a que las moléculas, o iones, han absorbido la energía suficiente para romper la estructura rígida de red cristalina que tiene el sólido. Las moléculas o iones en el líquido tienen más energía que la que tenían en el sólido, y esto lo percibimos por su mayor movilidad. En el estado líquido, las moléculas se adhieren unas a otras. Cuando el líquido absor-

be más calor, las moléculas con más energía salen de la superficie líquida y pasan al estado gaseoso, que es el estado de la materia de más movilidad. Las moléculas de gas se mueven a velocidades muy altas y tienen una energía cinética muy alta. La velocidad promedio de las moléculas del hidrógeno a 0 °C es más de 1600 metros por segundo. Las mezclas de gases se distribuyen uniformemente dentro del recipiente donde estén confinadas.

Una cantidad determinada de sustancia ocupa un volumen mucho mayor si está en forma de gas que si está en forma de líquido o de sólido. Por ejemplo, 1 mol (18.02 g) de agua tiene 18 mL de volumen a 4 °C. De poder existir a la misma presión y temperatura, esa misma cantidad de agua ocuparía unos 22 400 mL en estado gaseoso, aumentando su volumen más de 1200 veces respecto al líquido (como sólo puede existir a una presión mucho menor, a esa temperatura, ocupa un volumen todavía más grande). De acuerdo con esta diferencia de volúmenes podemos suponer que, 1) las moléculas de gas están relativamente alejadas entre sí, 2) los gases se pueden comprimir mucho y 3) el volumen que ocupa un gas es, principalmente, espacio vacío.

12.2 La teoría cinético-molecular

En el siglo XVII, Robert Boyle (1627-1691) comenzó el estudio científico del comportamiento y las propiedades de los gases. Sus trabajos fueron ampliados por muchos investigadores y se usaron los datos acumulados en la segunda mitad del siglo XIX, para formular una teoría general que explica el comportamiento y las propiedades de los gases. A esta teoría se le llama **teoría cinético-molecular** o teoría cinética de los gases. Después, esta teoría se amplió para abarcar, parcialmente, el comportamiento de los líquidos y los sólidos. Hoy se considera, junto con la teoría atómica, como una de las generalizaciones de más mérito en la ciencia moderna.

teoría cinético-molecular

La teoría cinética se basa en el movimiento de partículas, en especial de moléculas de gas. Un gas que se comporta exactamente como describe la teoría se llama **gas ideal** o gas perfecto. En realidad no existen gases ideales, pero en ciertas condiciones de temperatura y presión, los gases tienden al comportamiento ideal, o al menos muestran sólo pequeñas desviaciones respecto al mismo. En condiciones extremas, como a presión muy alta y a temperatura baja, los gases reales pueden apartarse mucho del comportamiento ideal. Por ejemplo, a temperatura baja y presión alta muchos gases se transforman en líquidos.

gas ideal

Los postulados principales de la teoría cinético-molecular son:

1. Los gases están formados por partículas diminutas, submicroscópicas.
2. La distancia entre las partículas es grande, en comparación con su tamaño. El volumen que ocupa un gas está formado casi en su totalidad por espacio vacío.
3. Las partículas de gas se mueven en línea recta en todas direcciones, chocando con frecuencia entre sí y con las paredes del recipiente.
5. En el choque de una partícula de gas con otra o con las paredes del recipiente no se pierde energía. Todos los choques, o colisiones, son perfectamente elásticos.
6. La energía cinética promedio de las partículas es igual para todos los gases a la misma temperatura y su valor es directamente proporcional a la temperatura en grados Kelvin.

La energía cinética (EC) de una partícula se define como la mitad de su masa por su velocidad al cuadrado y se expresa con la ecuación

$$EC = \frac{1}{2} mv^2$$

en donde m es la masa y v es la velocidad de la partícula.

Todos los gases tienen la misma energía cinética a la misma temperatura. Por consiguiente, de acuerdo con la ecuación de energía cinética vemos que si comparamos las velocidades de las moléculas de dos gases, las moléculas más livianas tendrán mayor velocidad que las más pesadas. Por ejemplo, los cálculos numéricos indican que la velocidad de una molécula de hidrógeno es cuatro veces mayor que la de una molécula de oxígeno.

difusión

Debido a su movimiento molecular, los gases tienen la propiedad de **difusión**, que es la capacidad de dos o más gases de mezclarse espontáneamente hasta formar un gas uniforme. La difusión de los gases puede visualizarse mediante el uso del aparato que se muestra la figura 12.1. Los dos balones (matraces esféricos) grandes, uno con vapores de bromo (con puntos negros) y el otro con aire seco, se comunican por un tubo lateral. Cuandô se abre la válvula puede visualizarse entre los balones, que el bromo y el aire se difunden entre sí. Después de un rato, ambos matraces contendrán bromo y aire mezclados en las mismas proporciones.

Figura 12.1
Difusión de gases. Cuando se abre la llave entre los dos balones, se puede ver que el bromo se difunde hacia el balón que contiene aire.

efusión

Si agujeramos un globo, el gas de su interior se *efundirá* o saldrá del globo. La **efusión** es un proceso en el que las moléculas de un gas pasan por un orificio (abertura) muy pequeño, de un recipiente que está a mayor presión a otro de menor presión.

ley de efusión de Graham

Thomas Graham (1805-1869), químico escocés, observó que la rapidez de efusión depende de la densidad de un gas. Esta observación condujo a la **ley de efusión de Graham.**

Las velocidades de efusión de dos gases a la misma temperatura y presión son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus densidades o masas molares:

$$\frac{\textbf{velocidad de efusión del gas } A}{\textbf{velocidad de efusión del gas } B} = \sqrt{\frac{\text{d}B}{\text{d}A}} = \sqrt{\frac{\textbf{masa molar de } B}{\textbf{masa molar de } A}}$$

Durante la Segunda Guerra Mundial se aplicó la ley de Graham a la separación de los isótopos uranio 235 (U-235) y uranio 238 (U-238). El uranio natural está formado por 0.7% de U 235, 99.3% de U 238 y huellas de U-234. Sin embargo, sólo el U-235 se aprovecha como combustible en los reactores nucleares y las bombas atómicas, de modo que fue necesario aumentar la concentración del U-235 en la mezcla de isótopos.

Primero se obtuvo el hexafluoruro de uranio, UF_6, sólido blanco que se gasifica con mucha facilidad. La mezcla gaseosa de $^{235}UF_6$ y $^{238}UF_6$ se dejó difundir (efundir) a través de paredes porosas. Aunque la rapidez de efusión del gas más ligero es sólo un poco mayor que la del más pesado,

$$\frac{\text{rapidez de efusión de } ^{235}UF_6}{\text{rapidez de efusión de } ^{238}UF_6} = \sqrt{\frac{\text{masa molar de } ^{238}UF_6}{\text{masa molar de } ^{235}UF_6}} = \sqrt{\frac{352}{349}} = 1.0043$$

la separación y enriquecimiento en U-235 se logró sometiendo la mezcla gaseosa a varios miles de etapas de efusión.

12.3 Medición de la presión de los gases

presión

La **presión** se define como la fuerza por unidad de área. Cuando un globo de goma se infla con aire, se estira y aumenta su tamaño debido a que la presión en su interior es mayor que en su exterior. La presión se debe a las colisiones (choques) de moléculas de gas con las paredes del globo (ve la Fig. 12.2). Cuando se suelta el globo, la fuerza, o presión, del aire que escapa impulsa al globo en un vuelo rápido e irregular. Si el globo se infla hasta estallar, el gas que escapa todo al mismo tiempo es lo que causa el ruido de la explosión.

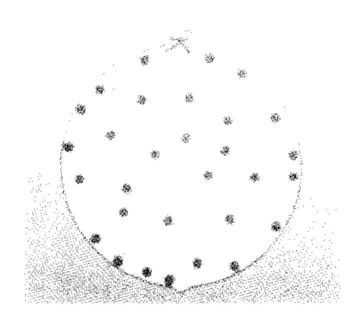


Figura 12.2
Aquí vemos la presión debida a las colisiones de las moléculas del gas con las paredes del globo. Esta presión es la que mantiene inflado al globo.

Los efectos de la presión también se pueden observar en la mezcla de gases que rodea a la Tierra: nuestra atmósfera. Está formada, aproximadamente, por 78% en volumen de nitrógeno, 21% de oxígeno y 1% de argón, así como por otros componentes secundarios (ve la tabla 12.1). No se conoce con exactitud el límite exterior de la atmósfera, pero más del 99% del aire está a una altura menor que 32 km o (20 millas). Así, la concentración de moléculas de gas en la atmósfera disminuye con la altura y a unos 6 km (4 millas) la cantidad de oxígeno no basta para sostener la vida humana. En la atmósfera, los gases ejercen una presión que se conoce como **presión atmosférica.** La presión que ejerce un gas depende de la cantidad de moléculas presentes, de la temperatura y del volumen en el que se encuentra confinado. La fuerza gravitacional mantiene a la atmósfera relativamente cerca de la superficie terrestre y evita que las moléculas de aire escapen al espacio exterior. Así, la presión atmosférica en cualquier punto se debe a la masa de la atmósfera que oprime en ese punto, hacia abajo.

presión atmosférica

TABLA 12.1 **Composición promedio del aire seco normal**

Gas	Porcentaje en volumen	Gas	Porcentaje en volumen
N_2	78.8	He	0.0005
O_2	20.95	CH_4	0.0002
Ar	0.93	Kr	0.0001
CO_2	0.033	Xe, H_2	Huellas
Ne	0.0018	y N_2O	

barómetro

La presión de los gases en la atmósfera se puede medir con un **barómetro**. Se puede improvisar un barómetro de mercurio llenando por completo un tubo de vidrio largo con mercurio puro y seco e invirtiendo el extremo abierto en una cubeta abierta llena de mercurio. Si el tubo mide más de 760 mm, el nivel del mercurio bajará hasta el punto en el que la columna de mercurio dentro del tubo quede soportada, exactamente, por la presión de la atmósfera. Si se prepara bien este aparato, existirá vacío sobre la columna de mercurio. El peso del mercurio, por unidad de área, es igual a la presión atmosférica. La columna de mercurio está sostenida por la presión de la atmósfera y la altura de la columna mide esa presión (ve la Fig. 12.3). E. Torricelli (1608-1647), físico italiano, inventó el barómetro de mercurio en 1643 y en su honor la unidad de presión atmosférica se llama *torr.*

manómetro

La presión de un gas confinado en un recipiente (por ejemplo, la presión del aire en los neumáticos) se mide con un **manómetro**, que es un instrumento que detecta la *diferencia de presiones* entre el exterior y el interior del recipiente. Cuando medimos la presión de los neumáticos (el recipiente), ponemos un calibrador (que es un manómetro) en el pivote

del neumático. Antes de ponerlo, marca cero. Cuando lo oprimimos contra el pivote marca la presión del neumático. Esto no quiere decir que la presión en el exterior haya sido cero (es la presión atmosférica) ni que en el interior la presión sea la que indica el vástago. Lo que significa es que antes de medir la diferencia entre la presión atmosférica y la presión atmosférica misma era cero y al medir la diferencia entre la presión en el interior del neumático y la presión atmosférica es lo que indica el vástago, por ejemplo, 29 *libras* (en realidad, libras por pulgada cuadrada). Si la presión atmosférica es de 1 atmósfera (más o menos 14.7 libras por pulgada cuadrada), en el interior del neumático habrá 3 atmósferas de presión absoluta. A la presión que mide un manómetro se le llama **presión manométrica** y a la que se mide con un barómetro se le llama **presión absoluta.** De acuerdo con lo que acabamos de explicar, presión manométrica = indicación del manómetro + presión atmosférica.

presión manométrica

presión absoluta

En lo sucesivo, al citar una presión manométrica supondremos que la presión atmosférica es de 1 atm, salvo que indiquemos otra cosa. Sin embargo, casi todos los casos que estudiaremos estarán expresados en *presión absoluta.* Sólo cuando se trate de inflar neumáticos, pelotas de fútbol o en casos parecidos será necesario recordar que los instrumentos de medición que realmente se usan indican *presiones manométricas.*

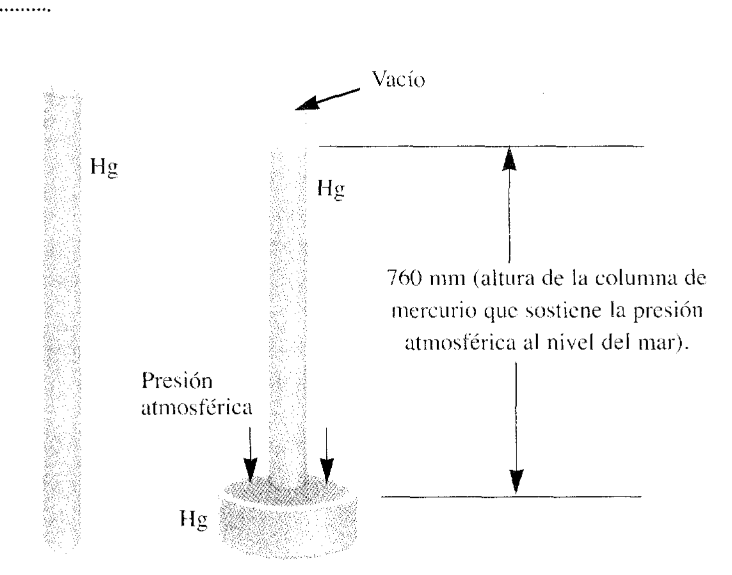


Figura 12.3
Improvisación de un barómetro de mercurio. El tubo de la izquierda, lleno de mercurio, se invierte y se coloca en una cubeta con mercurio.

1 atmósfera

Hay muchas unidades con las que se mide y expresa la presión atmosférica. La presión atmosférica normal o estándar se llama, simplemente, **1 atmósfera** (atm) y es la que ejerce una columna de mercurio de 760 mm de altura, a una temperatura de 0 °C. La presión atmosférica normal, al nivel del mar, es de 1 atm, 760 torr, o 760 mm Hg. La unidad de presión en el SI es el pascal (Pa), y 1 atm = 101 325 Pa, o 101.3 kPa (kilopascales). Otras unidades de presión atmosférica son pulgadas de mercurio, centímetros de mercurio, milibarias (mbar), kilogramos por centímetro cuadrado, libras por pulgada cuadrada (que también se llaman "*psi*", acrónimo de *pounds per square inch*), etcétera. El meteorólogo maneja pulgadas de mercurio para indicar la presión atmosférica. Los valores de esas unidades que equivalen a 1 atm están en la tabla 12.2 (1 atm ≡ 760 torr ≡ 760 mm Hg ≡ 76 cm Hg ≡ 101 325 Pa ≡ 1013 mbar ≡ 29.9 pulg Hg ≡ 14.7 lb/pulg^2 ≡ 1.036 kg/cm^2). El símbolo ≡ quiere decir *idéntico a.*

TABLA 12.2

Equivalencia de 1 atm de presión en otras unidades

1 atm
760 torr
760 mm Hg
76 cm Hg
101 325 kPa
29.9 pulg Hg
14.7 lb/pulg^2

La presión atmosférica varía con la altitud o altura. La presión promedio en México, D. F, a 2.24 km de altura sobre el nivel del mar es de 585 *torr* (0.77 atm). A unos 5.5 km de altura, la presión atmosférica es de sólo 0.5 atm.

Muchas veces, en los barómetros se mide la presión como la altura de columna de mercurio, en milímetros. Por consiguiente, la presión se puede manejar en mm Hg. Pero en

muchas aplicaciones el torr está reemplazando ya al mm Hg como unidad de presión. En este caso sólo se ha cambiado de nombre: torr y mm Hg son sinónimos. En problemas donde intervienen gases, es necesario hacer interconversiones entre diversas unidades de presión. Como atm, torr y mm Hg son las unidades más comunes de presión en la atmósfera, usaremos las tres al resolver nuestros problemas ilustrativos.

1 atm = 760 torr = 760 mm Hg

Ejemplo 12.1

La presión atmosférica normal en cierto lugar es de 740 mm Hg. Calcula esa presión en a) torr y b) atmósferas.

Solución

Podemos resolver este problema con factores de conversión que relacionen una unidad de presión a otra.

a) Para convertir mm Hg a torr, usaremos el factor de conversión 760 torr/760 mm Hg (1 torr/1 mm Hg):

$$740.\ \cancel{\text{mm Hg}} \times \frac{1\ \text{torr}}{1\ \cancel{\text{mm Hg}}} = 740.\ \text{torr}$$

b) Para pasar de mm Hg a atm, usaremos el factor de conversión 1 atm/760. mm Hg:

$$740.\ \cancel{\text{mm Hg}} \times \frac{1\ \text{atm}}{760.\ \cancel{\text{mm Hg}}} = 0.974\ \text{atm}$$

Práctica 12.1

Un barómetro indica 1.12 atm. Calcula la presión correspondiente en a) torr y b) mm Hg.

12.4 Dependencia de la presión respecto a la cantidad de moléculas y a la temperatura

La presión se debe a que las moléculas del gas chocan con las paredes del recipiente que lo contiene. A determinada temperatura y volumen, la cantidad de colisiones depende de la cantidad de moléculas del gas presentes. Si duplicamos la cantidad de moléculas, la frecuencia de choques y la presión deben aumentar al doble. Vemos que, para un gas ideal, la presión es directamente proporcional a la cantidad de moles, o moléculas, del gas presentes. En la figura 12.4, vemos ilustrado este concepto.

Un buen ejemplo de esta relación entre presión y cantidad de moléculas se puede ver en un cilindro común y corriente de gas comprimido que tenga un manómetro. Al abrir la válvula, el gas escapa del cilindro. El volumen del cilindro es constante y la disminución de cantidad (moles) del gas se traduce en una caída de presión, que se puede ver en el manómetro.

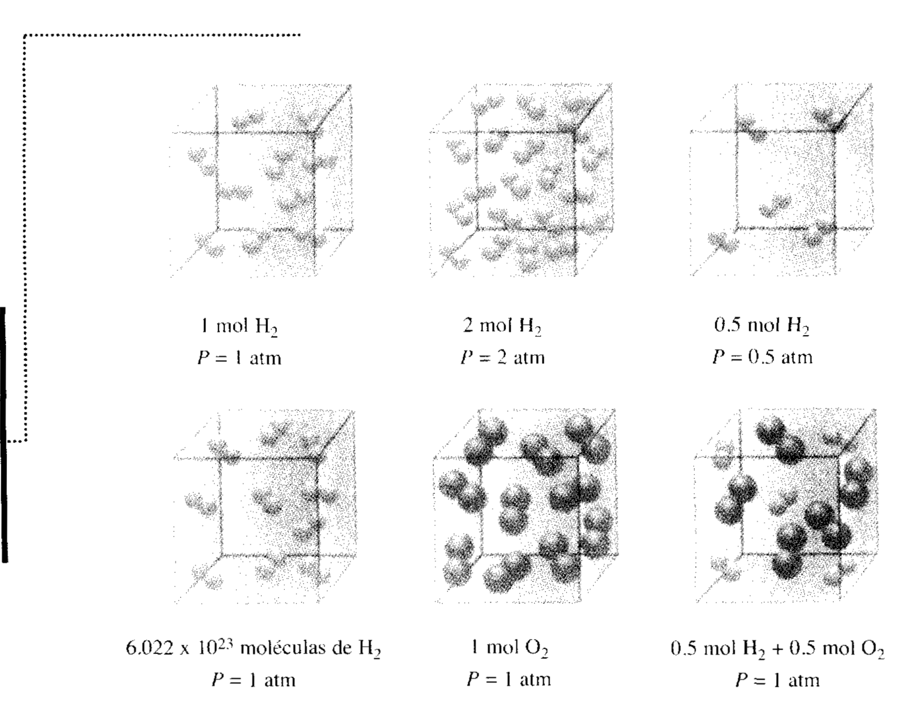


Figura 12.4
La presión ejercida por un gas es directamente propocional a la cantidad de moléculas presentes. En cada caso de los que se ilustran, el volumen es de 22.4 L y la temperatura es de 0 °C.

La presión de un gas dentro de un volumen fijo varía también cuando cambia la temperatura. Al aumentar la temperatura, la energía cinética de las moléculas aumenta y la frecuencia de las colisiones, que también son más energéticas, de las moléculas con las paredes del recipiente también aumenta. Este aumento de frecuencia y energía de colisión ocasiona un aumento de presión (ve la Fig. 12.5).

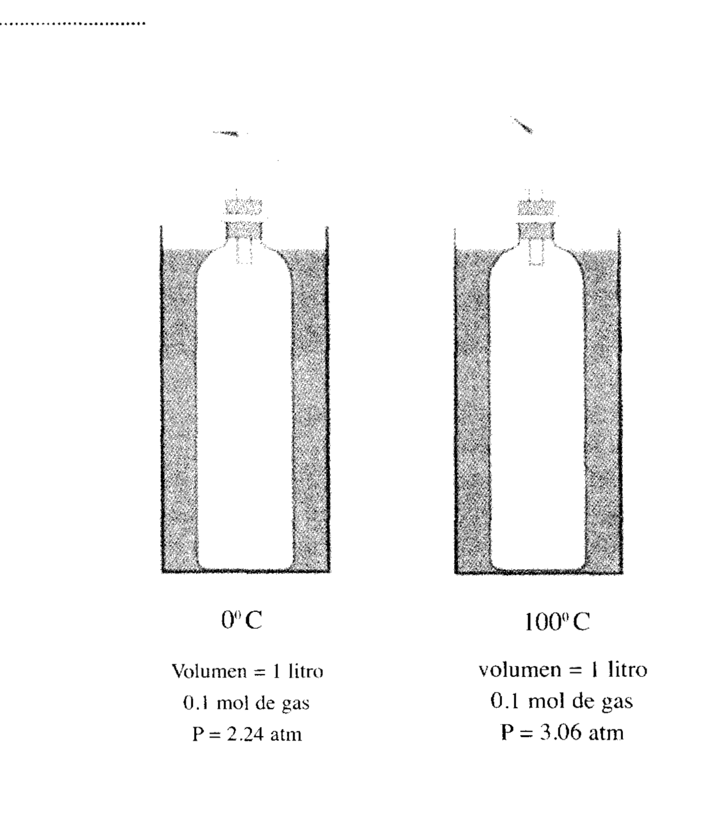


Figura 12.5
La presión de un gas encerrado en un volumen fijo aumenta cuando la temperatura aumenta. La mayor presión se debe a colisiones más frecuentes y más energéticas de las moléculas del gas con las paredes del recipiente, cuando la temperatura es mayor.

12.5 Ley de Boyle

Mediante una serie de experimentos, Robert Boyle determinó la relación entre la presión (P) y el volumen (V) de determinada cantidad de gas. Esta relación de P y V se conoce como **ley de Boyle.**

ley de Boyle



Robert Boyle (1627-1691).

A temperatura constante (T), el volumen (V) de una masa fija de gas es inversamente proporcional a la presión (P), lo cual puede expresarse como:

$$V \propto \frac{1}{P} \text{ (la masa y la temperatura son constantes)}$$

Esta ecuación dice que el volumen es inversamente proporcional ($\propto$) a la presión, a masa y temperatura constantes. Cuando la presión de un gas aumenta, su volumen disminuye y viceversa. En la figura 12.6, vemos la relación inversa entre presión y volumen.

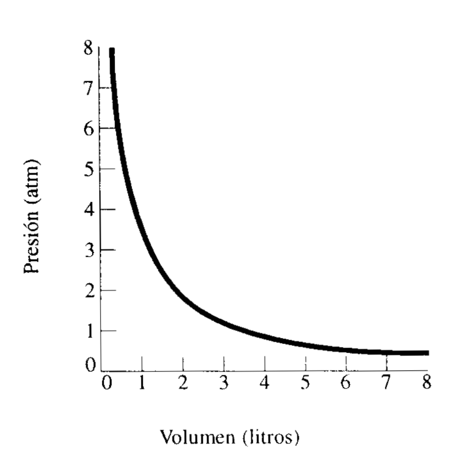


Figura 12.6
Gráfica de la presión en función del volumen, que nos muestra la relación inversa PV, de un gas ideal.

Boyle demostró que, cuando la presión sobre determinada cantidad de un gas se duplicaba, manteniendo constante la temperatura, el volumen se reducía a la mitad del volumen original; al triplicar la presión del sistema, el nuevo volumen era la tercera parte del volumen original y así sucesivamente. Su demostración equivale a que el producto del volumen por la presión es constante, si no varía la temperatura:

$$PV = \text{constante} \quad \text{o} \quad PV = k \qquad \text{(a masa y temperatura constantes)}$$

Demostraremos esta ley usando un cilindro que tiene un émbolo o pistón movible para que el volumen del gas dentro del cilindro se pueda variar si cambiamos la presión externa (ve la Fig. 12.7). Supongamos que la temperatura y la cantidad de moléculas de gas no cambian. Comencemos con 1000 mL de volumen, 1 atm de presión. Cuando cambiamos la presión a 2 atm, las moléculas de gas se agrupan más entre sí y el volumen se reduce a 500 mL. Al aumentar la presión a 4 atm, el volumen es de 250 mL. Recordemos que manejamos presiones absolutas.

Figura 12.7
Efecto de la presión sobre el volumen de un gas.

P=1 atm		P=2 atm		P=4 atm
V = 1000 mL		V = 500 mL		V = 250 mL
PV	=	PV	=	PV
1 atm x 1000 mL	=	2 atm x 500 mL	=	4 atm x 250 mL
(a)		(b)		(c)

Observa que el producto de la presión por el volumen es igual en cada caso, lo que respalda la ley de Boyle. Podemos decir, por consiguiente, que

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

donde P_1V_1 es el producto de la presión por el volumen en un conjunto de condiciones y P_2V_2 es el producto en otro conjunto de condiciones. En cada caso, el volumen nuevo se puede calcular multiplicando el volumen inicial por una relación de las dos presiones. Naturalmente que la relación de presiones que se use debe reflejar la dirección en la que debe variar el volumen. Cuando la presión varía de 1 atm a 2 atm, la relación que se debe usar es 1 atm/2atm. Ahora podemos comprobar los resultados que aparecen en la figura 12.7:

a) Volumen inicial, 1000 mL; cambio de presión, 1 atm ⟶ 2 atm

$$1000 \text{ mL} \times \frac{1 \cancel{\text{atm}}}{2 \cancel{\text{atm}}} = 500 \text{ mL}$$

b) Volumen inicial, 1000 mL; cambio de presión, 1 atm ⟶ 4 atm

$$1000 \text{ mL} \times \frac{1 \cancel{\text{atm}}}{4 \cancel{\text{atm}}} = 250 \text{ mL}$$

c) Volumen inicial, 500 mL; cambio de presión, 2 atm ⟶ 4 atm

$$500 \text{ mL} \times \frac{2 \cancel{\text{atm}}}{4 \cancel{\text{atm}}} = 250 \text{ mL}$$

En resumen, un cambio en el volumen de un gas debido a un cambio en la presión, se puede calcular multiplicando el volumen original por una relación de las dos presiones. Si la presión aumenta, la relación debe tener a la presión menor en el numerador y a la mayor en el denominador. Si la presión disminuye, la presión mayor debe estar en el numerador y la menor en el denominador.

volumen nuevo = volumen original x relación de presiones

Los siguientes ejemplos son problemas basados en la ley de Boyle. Si no se menciona la temperatura, supondremos que permanece constante. Las presiones son absolutas.

Ejemplo 12.2

¿Qué volumen ocupan 2.50 L de un gas si la presión cambia de 760. mm Hg a 630. mm Hg?

Solución

Método A: Factores de conversión

Paso 1 Determina si la presión aumenta o disminuye:

la presión disminuye ⟶ el volumen aumenta

Paso 2 Multiplica el volumen original por una relación de presiones que dé como resultado un aumento de volumen:

$$V = 2.50\ \text{L} \times \frac{760.\ \text{mm Hg}}{630.\ \text{mm Hg}} = 3.02\ \text{L (volumen nuevo)}$$

Método B: Ecuación algebraica

Decide cuál de los métodos es el mejor para ti y apégate a él.

Paso 1 Organizar la información dada:

$P_1 = 760.\ \text{mm Hg}$ $\quad V_1 = 2.50\ \text{L}$

$P_2 = 630.\ \text{mm Hg}$ $\quad V_2 = ?$

Paso 2 Plantear la ecuación y despejar de ella la incógnita:

$$P_1V_1 = P_2V_2 \qquad V_2 = \frac{P_1V_1}{P_2}$$

Paso 3 Sustituir los datos en la ecuación y hacer las operaciones:

$$V_2 = \frac{760.\ \text{mm Hg} \times 2.50\ \text{L}}{630.\ \text{mm Hg}} = 3.02\ \text{L}$$

Ejemplo 12.3

Determinada masa de hidrógeno ocupa 40.0 L a 700. torr. ¿Qué volumen ocupará a 5.00 atm de presión?

Solución

Método A: Factores de conversión

Paso 1 Determinar si la presión aumenta o disminuye. Observa que para comparar los valores, las unidades deben ser las mismas.

$$700.\ \text{torr} = \times \frac{1\ \text{atm}}{760.\ \text{torr}} = 0.921\ \text{atm}$$

la presión aumenta ⟶ el volumen disminuye

Paso 2 Multiplica el volumen original por una relación de presiones que origine una disminución de volumen:

$$V = 40.0\text{L} \times \frac{0.921\ \text{atm}}{5.00\ \text{atm}} = 7.37\ \text{L}$$

Método B: Ecuación algebraica

Paso 1 Organiza la información dada. No se te olvide igualar las unidades de presión.

$P_1 = 700.\ \text{torr} = 0.921\ \text{atm}$ $\quad V_1 = 40.0\ \text{L}$

$P_2 = 5.00\ \text{atm}$ $\quad V_2 = ?$

Ejemplo 12.3

Paso 2 Escribe la ecuación y despeja de ella la incógnita:

$$P_1V_1 = P_2V_2 \qquad V_2 = \frac{P_1V_1}{P_2}$$

Paso 3 Sustituye en la ecuación los valores de los datos y efectúa las operaciones:

$$V_2 = \frac{0.921 \text{ atm} \times 40.0 \text{ L}}{5.00 \text{ atm}} = 7.37 \text{ L}$$

Ejemplo 12.4

Un gas ocupa 200 mL de volumen a una presión de 400. torr. ¿A qué presión debe estar para que el volumen cambie a 75.0 mL?

Solución

Método A: Factores de conversión

Paso 1 Determina si el volumen aumenta o disminuye:

el volumen disminuye ⟶ la presión aumenta

Paso 2 Multiplicar la presión original por una relación de volúmenes que dé como resultado un aumento de presión:

presión nueva = presión original x relación de volúmenes

$$P = 400. \text{ torr} \times \frac{200. \text{ mL}}{75.0 \text{ mL}} = 1067 \text{ torr, o sea } 1.07 \times 10^3 \text{ torr (nueva presión)}$$

Método B: Ecuación algebraica

Paso 1 Organiza la información dada. No olvides igualar las unidades.

P_1 = 400 torr V_1 = 200. mL
P_2 = ? V_2 = 75.0 mL

Paso 2 Formula la ecuación y despeja de ella la incógnita:

$$P_1V_1 = P_2V_2 \qquad P_2 = \frac{P_1V_1}{V_2}$$

Paso 3 Sustituye los datos en la ecuación y efectúa las operaciones:

$$P_2 = \times \frac{P_1V_1}{V_2} = \frac{400. \text{ torr} \times 200. \text{ mL}}{75.0 \text{ mL}} = 1.07 \times 10^3 \text{ torr}$$

Práctica 12.2

Un gas ocupa 3.86 L de volumen a 0.750 atm. ¿A qué presión el volumen será de 4.86 L?

12.6 Ley de Charles

Apróximadamente en 1787, J. A. C. Charles (1746-1823), físico francés, observó el efecto que tiene la temperatura sobre el volumen de un gas. Encontró que diversos gases se expanden la misma cantidad fraccionaria cuando pasan por el mismo cambio de temperatura. Des-

pués se encontró que si determinado volumen de cualquier gas a 0°C se enfriaba 1°C, su volumen decrecía en $\frac{1}{273}$; si se enfriaba 2°C, su volumen disminuía en $\frac{2}{273}$; si se enfriaba 20°C, en $\frac{20}{273}$ y así sucesivamente. Como cada grado de enfriamiento reduce el volumen en $\frac{1}{273}$, se deduce que cualquier cantidad de gas tendría volumen cero si se pudiera enfriar a -273 °C. Naturalmente que no hay gas real que se pueda enfriar a -273°C, por la simple razón de que se licua (condensa) antes de alcanzar esa temperatura. Sin embargo, a -273°C (más exactamente, a -273.15 °C) se le llama **cero absoluto**; es el punto cero de la escala Kelvin, o absoluta, de temperaturas y es la temperatura a la cual el volumen de un gas ideal, o gas perfecto, sería igual a cero.

cero absoluto

En la figura 12.8, vemos la relación temperatura-volumen para el metano. Los datos experimentales indican que la gráfica es una línea recta que, cuando se extrapola, cruza al eje de la temperatura en -273.15 °C, o sea en el cero absoluto. Esto característico de todos los gases.

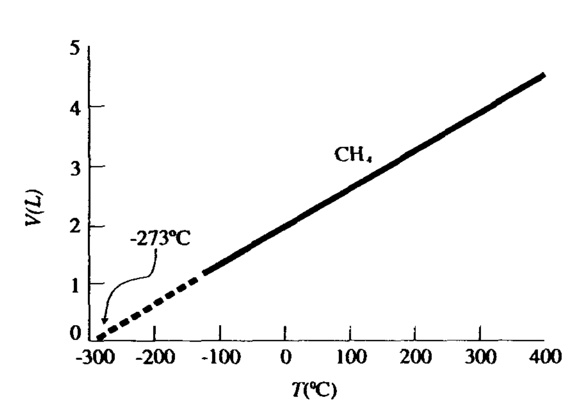


Figura 12.8
Relación entre volumen y temperatura para el metano (CH_4). La parte extrapolada de la gráfica se indica con la línea de puntos.

La forma moderna de la **ley de Charles** es:

ley de Charles

> **A *presión constante,* el volumen de una masa fija de cualquier gas es directamente proporcional a la temparatura absoluta, lo cual se puede expresar como**
> **V α T (*P* es constante)**

Esto quiere decir, matemáticamente, que el volumen de un gas varía en relación directa con la temperatura absoluta cuando la presión permanece constante. En forma de ecuación, la ley de Charles se puede escribir así:

La temperatura absoluta en K se representa con una *T* mayúscula, y la temperatura en °C se representa con una *t* minúscula.

$$V = kT \quad \text{o} \quad \frac{V}{T} = k \qquad \text{(a presión constante)}$$

en donde k es una constante para determinada masa del gas. Si la temperatura absoluta de un gas se multiplica por dos, el volumen debe duplicarse.

Para ilustrar lo anterior, regresemos al cilindro de gas con el émbolo móvil o con flotación libre (ve la Fig. 12.9). Supongamos que el cilindro a) contiene determinada cantidad de gas y que la presión sobre el mismo es de 1 atm. Cuando se calienta el gas, las moléculas se mueven con mayor rapidez y su energía cinética aumenta. Esta acción debe aumentar la cantidad de colisiones por unidad de tiempo, por consiguiente debe aumentar la presión. Sin embargo, la mayor presión interna hará que el émbolo suba hasta un nivel en el que se igualen de nuevo las presiones interna y externa, a 1 atm, como vemos en el cilindro (b). El resultado neto es un aumento de volumen debido a un aumento de temperatura.

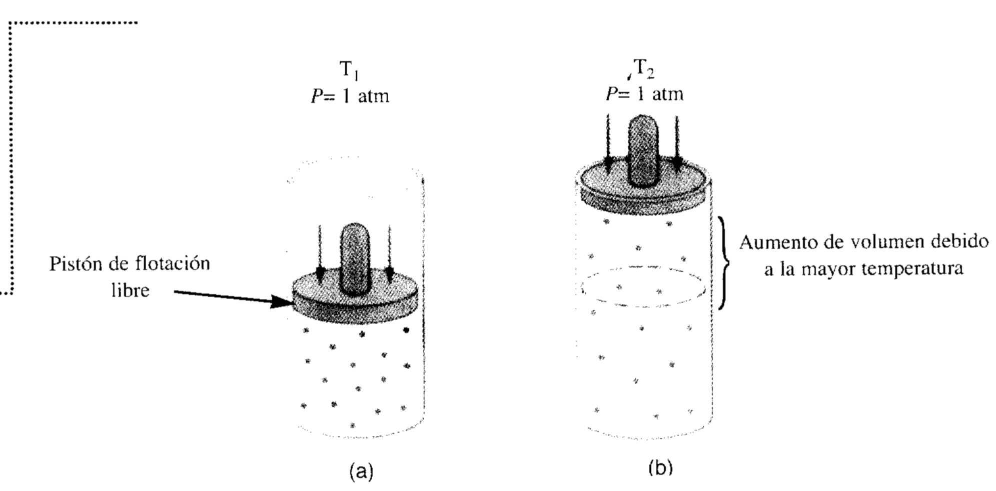


Figura 12.9
El efecto de la temperatura sobre el volumen de un gas. El gas en el cilindro a) se calienta de T_1 a T_2. Si la presión externa se mantiene constante en 1 atm, el pistón, que flota libremente sube y el volumen aumenta, como muestra el cilindro b).

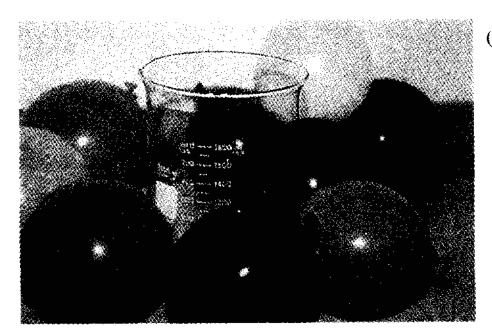
Otra ecuación que relaciona el volumen de un gas a dos temperaturas distintas es

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad \text{(a } P \text{ constante)}$$

No olvides convertir la temperatura a la escala Kelvin cuando hagas cálculos con las leyes de los gases.

donde V_1 y T_1 son un conjunto de condiciones y V_2 y T_2 son otro conjunto de condiciones.

En la figura 12.10, vemos un experimento sencillo que muestra la variación del volumen de un gas en función de la temperatura. Se coloca un globo en un vaso de precipitados y se vierte nitrógeno líquido sobre él. Su volumen se reduce y vemos que el globo se aplasta; cuando se saca del N_2 líquido, el gas se expande y el globo aumenta de tamaño.


(a)


(b)

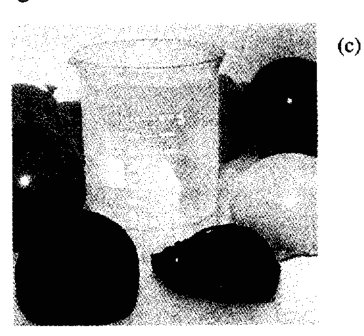

(c)

Figura 12.10
Los globos llenos de aire en a) se sumergen en nitrógeno líquido. b) El volumen del aire disminuye mucho a esa temperatura. En c), los globos se sacaron del vaso y comienzan a regresar a su volumen original, por haberse calentado hasta la temperatura ambiente de nuevo.

Ejemplo 12.5

Tres litros de hidrógeno de -20 °C, se dejan estar a una temperatura ambiente de 27 °C, hasta que llegan a esa temperatura. ¿Cuál es el volumen a la temperatura ambiente, si la presión permanece constante?

Solución

Método A: Factores de conversión

Paso 1 Determina si la temperatura aumenta o disminuye.

$$-20.°C + 273 = 253 \text{ K}$$
$$27.°C + 273 = 300. \text{ K}$$

la temperatura aumenta ⟶ el volumen aumenta

Paso 2 Multiplicar el volumen original por una relación de temperaturas que origine un aumento de volumen.

Recuerda que en los problemas con gases debes pasar la temperatura a kelvins. Observa que hemos usado 273 en la conversión, en lugar de 273.15, porque nuestras mediciones originales tuvieron exactitud de grados.

Ejemplo 12.5

$$V = 3.00\text{ L} \times \frac{300.\cancel{K}}{253\cancel{K}} = 3.56\text{ L} \quad \text{(volumen nuevo)}$$

Método B: Ecuación algebraica

Paso 1 Organiza la información dada. No olvides igualar las unidades.

$V_1 = 3.00\text{ L}$ $\quad T_1 = 20.°C = 253\text{ K}$
$V_2 = ?$ $\quad T_2 = 27\text{ °C} = 300.\text{ K}$

Paso 2 Plantea la ecuación y despeja la incógnita:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \qquad V_2 = \frac{V_1 V_2}{T_1}$$

Paso 3 Sustituye los datos en la ecuación y efectúa las operaciones:

$$V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1} = \frac{3.00\text{ L} \times 3.00\cancel{K}}{253\cancel{K}} = 3.56\text{ L}$$

Ejemplo 12.6

Si se enfrían 20.0 L de oxígeno, de 100 a 0 °C, ¿cuál es el volumen nuevo?

Como no se menciona la presión, supondremos que no cambia.

Método A: Factores de conversión

Paso 1 Pasar de °C a K:

100°C + 273 = 373 K
0°C + 273 = 273 K

Paso 2 La relación de temperaturas que vamos a usar es 273 K/373 K, porque el volumen final debe ser menor que el original. El cálculo es

$$V = 20.0\text{ L} \times \frac{273\cancel{K}}{373\cancel{K}} = 14.6\text{ L} \quad \text{(volumen nuevo)}$$

Método B: Ecuación algebraica

Paso 1 Organiza la información dada. No olvides hacer que las unidades coincidan.

$V_1 = 20.0\text{ L}$ $\quad T_1 = 100°C = 373\text{ K}$
$V_2 = ?$ $\quad T_2 = 0\text{ °C} = 273\text{ K}$

Paso 2 Plantea la ecuación y despeja la incógnita:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \qquad V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1}$$

Paso 3 Sustituye los datos en la ecuación y efectúa las operaciones:

$$V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1} = \frac{20.0\text{ L} \times 273\cancel{K}}{373\cancel{K}} = 14.6\text{ L}$$

Práctica 12.3

Un recipiente con 4.50 L de nitrógeno a 28 °C se calienta a 56.0 °C. Suponiendo que se puede variar el volumen del recipiente, ¿cuál es el volumen nuevo del gas?

12.7 Ley de Gay-Lussac

Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850).

J. L. Gay-Lussac fue un químico francés dedicado, entre otras cosas, al estudio de las relaciones volumétricas de los gases. Se necesitan las tres variables: la presión, P, el volumen, V y la temperatura, T, para describir determinada cantidad de un gas. La ley de Boyle, $PV = k$, relaciona la presión con el volumen, a temperatura constante; la ley de Charles, $V = kT$, relaciona el volumen con la temperatura, a presión constante. Una tercera relación, donde intervienen presión y temperatura, a volumen constante, es una modificación de la ley de Charles y a veces se le llama **ley de Gay-Lussac:**

ley de Gay-Lussac:

La presión de una masa fija de gas, a volumen constante, es directamente proporcional a la temperatura Kelvin:

$$P = kT \quad \textbf{(a volumen constante)} \quad \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Ejemplo 12.5

La presión de un recipiente de helio es de 650. torr a 25°C. Si el recipiente sellado y rígido se enfría a 0 °C, ¿cuál será su presión?

Solución

Método A: Factores de conversión

Paso 1 Determina si la temperatura aumenta o disminuye.

la temperatura disminuye ⟶ la presión disminuye

Paso 2 Multiplica la presión original por una relación de temperaturas absolutas (Kelvin) que tenga como efecto disminuir la presión:

$$650.\ \text{torr} \times \frac{273\ \cancel{K}}{298\ \cancel{K}} = 595\ \text{torr}$$

Método B: Ecuación algebraica

Paso 1 Organiza la información proporcionada. No olvides igualar las unidades.

$P_1 = 650.\ \text{torr}$ $\quad T_1 = 25°C = 298\ K$

$P_2 = ?$ $\quad T_2 = 0\ °C = 273\ K$

Paso 2 Plantea la ecuación y despeja la incógnita:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \qquad P_2 = \frac{P_1 T_2}{T_1}$$

Paso 3 Sustituye los datos y efectúa las operaciones:

$$P_2 = \frac{650.\ \text{torr} \times 273\ \cancel{K}}{298\ \cancel{K}} = 595\ \text{torr}$$

Práctica 12.4

Un cilindro de gas contiene 40.0 L de un gas a 45.0 °C y su presión es de 650. torr. ¿Cuál será su presión si la temperatura cambia a 100 °C?

Podemos resumir los efectos de los cambios de presión, temperatura y cantidad de un gas como sigue:

1. En casos de volumen constante,
   a) cuando la temperatura aumenta, la presión aumenta
   b) cuando la cantidad de gas aumenta, la presión aumenta (permaneciendo *T* constante).
2. En casos de volumen variable,
   a) cuando la presión externa, aumenta, el volumen disminuye (*T* permanece constante),
   b) cuando la temperatura del gas aumenta, el volumen aumenta (*P* permanece constante) y
   c) cuando la cantidad de gas aumenta, el volumen aumenta (*P* y *T* permanecen constantes).

12.8 Presión y temperatura normales

condiciones normales

temperatura normales

Para comparar volúmenes de gases, se seleccionaron puntos comunes de referencia de temperatura y presión, llamados **condiciones normales,** o **presión** y **temperatura normales** (muchas veces, en forma incorrecta, en vez de normal se usa la palabra *estándar*). La temperatura normal es 273.15 K (0 °C) y la presión normal es de 1 atm 760 torr 760 mm Hg o 101.325 kPa. Para fines de comparación, los volúmenes de los gases se convierten a las condiciones normales.

temperatura normal = 273.15 K o 0 °C
presión normal = 1 atm 760 torr 760 mm Hg o 101.325 kPa

En este texto, emplearemos 273 K en los cálculos y conversiones de temperatura. Pregunta a tu profesor cuáles son las reglas en su clase.

12.9 Las leyes combinadas de los gases: cambios simultáneos de presión, volumen y temperatura

Cuando la temperatura y la presión cambian al mismo tiempo, el volumen nuevo se puede calcular si multiplicamos el volumen inicial por las relaciones correctas de presión y temperatura, como sigue:

volumen final = volumen inicial x (relación de presiones) x (relación de temperaturas)

En esta ecuación se combinan las leyes de Boyle y de Charles y en el cálculo se deben usar las mismas consideraciones de relación de presión y de temperatura. Las cuatro variaciones posibles son las siguientes:

1. Tanto T como P originan un aumento de volumen.
2. Tanto T como P originan una disminución de volumen.
3. T causa un aumento de volumen y P origina una disminución de volumen.
4. T origina una disminución de volumen y P origina un aumento de volumen.

En los ejemplos que siguen, observa que al usar 273 K no cambia la cantidad de cifras significativas en la temperatura.

La temperatura convertida se expresa con la misma precisión que la de la medición original.

De hecho, las relaciones entre P, V y T, para determinada masa de cualquier gas, se pueden expresar como una sola ecuación, $PV/T = k$. Cuando se aplica para resolver problemas, se escribe, generalmente, en la forma

$$\frac{P_1 V_2}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

donde P_1, V_1 y T_1 son las condiciones iniciales y P_2, V_2 y T_2 son las condiciones finales.

De esta ecuación se puede despejar cualquiera de las seis variables y es útil para manejar las relaciones presión-volumen-temperatura de los gases. Observa que cuando T es constante ($T_1 = T_2$), obtenemos la ley de Boyle; cuando P es constante ($P_1 = P_2$), obtenemos la ley de Charles y cuando V es constante ($V_1 = V_2$), obtenemos la ley de Gay-Lussac.

Ejemplo 12.8

Dados 20.0 L de amoniaco gaseoso a 5 °C y 730. torr, calcula el volumen del mismo amoniaco a 50. °C y 800. torr.

Solución

Paso 1 Organizar la información, poniendo las temperaturas en Kelvin:

P_1 = 730. torr P_2 = 800. torr
V_1 = 20.0 L V_2 = ?
T_1 = 5°C = 278 K T_2 = 50.°C = 323 K

Método A: Factores de conversión

Paso 2 Plantea relaciones de T y P:

$$\text{Relación de } T = \frac{323\text{ K}}{278\text{ K}} \quad \text{(al aumentar } T \text{ debe aumentar } V)$$

$$\text{Relación de } P = \frac{730.\text{ torr}}{800.\text{ torr}} \quad \text{(al aumentar } P \text{ debe disminuir } V)$$

Paso 3 Multiplica la presión original por las relaciones:

$$V_2 = 20.0\text{ L} \times \frac{730.\text{ torr}}{800.\text{ torr}} \times \frac{323\text{ K}}{278\text{ K}} = 21.2\text{ L}$$

Método B: Ecuación algebraica

Paso 2 Plantea la ecuación y despeja la incógnita

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

De ella despejamos a V_2 multiplicando ambos lados por T_2/P_2 y rearreglando obtenemos

$$V_2 = \frac{V_1 P_1 T_2}{P_2 T_1}$$

Paso 3 Sustitye los datos en la ecuación y efectúa las operaciones:

$$V_2 = \frac{20.0\text{ L} \times 730.\text{ torr} \times 323\text{ K}}{800.\text{ torr} \times 278\text{ K}} = 21.2\text{ L}$$

Ejemplo 12.9

¿A qué temperatura (en °C) deben calentarse 10.0 L de nitrógeno a 25 °C y 700. torr para que su volumen sea 15.0 L y su presión 760. torr?

Solución

Paso 1 Organizar la información, pasando las temperaturas a Kelvin:

P_1 = 700. torr P_2 = 760. torr
V_1 = 10.0 L V_2 = 15.0 L
T_1 = 25°C = 298 K T_2 = ?

Método A: Factores de conversión

Paso 2: Plantea relaciones de V y P.

$$\text{Relación de } P = \frac{760.\ \text{torr}}{700.\ \text{torr}} \quad \text{(al aumentar } P \text{ debe aumentar } T\text{)}$$

$$\text{Relación de } V = \frac{15.0\ \text{L}}{10.0\ \text{L}} \quad \text{(al aumentar } V \text{ debe aumentar } T\text{)}$$

Paso 3 Multiplicar la temperatura original por las relaciones:

$$T_2 = 298\ \text{K} \times \frac{760.\ \text{torr} \times 15.0\ \text{L}}{700.\ \text{torr} \times 10.0\ \text{L}} = 485\ \text{K}$$

Método B: Ecuación algebraica

Paso 2 Plantea la ecuación y despeja la incógnita:

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2} \qquad T_2 = \frac{T_1P_2V_2}{P_1V_1}$$

Paso 3 Sustituye los datos en la ecuación y lleva a cabo las operaciones:

$$T_2 = \frac{298\ \text{K} \times 760.\ \text{torr} \times 15.0\ \text{L}}{700.\ \text{torr} \times 10.0\ \text{L}} = 485\ \text{K}$$

En cualquiera de los métodos, como el problema pide la respuesta en °C, debemos restar 273 de los Kelvin obtenidos:

485 K - 273 = 212 °C

Ejemplo 12.10

El volumen de un globo lleno de gas es de 50.0 L a 20 °C y 742 torr. ¿Qué volumen ocupará en condiciones normales?

Solución

Paso 1 Organiza la información, poniendo las temperaturas en Kelvin.

P_1 = 742 torr P_2 = 760. torr (presión normal)
V_1 = 50.0 L V_2 = ?
T_1 = 20. °C = 293 K T_2 = 273 K (temperatura normal)

Método A: Factores de conversión

Paso 2 Plantea relaciones para T y P:

$$\text{Relación de } T = \frac{273\ \text{K}}{293\ \text{K}} \quad \text{(al disminuir } T \text{ debe disminuir } V\text{)}$$

$$\text{Relación de } P = \frac{742\ \text{torr}}{760.\ \text{torr}} \quad \text{(al aumentar } P \text{ debe disminuir } V\text{)}$$

Ejemplo 12.10

Paso 3 Multiplica el volumen original por las relaciones:

$$V_2 = 50.0\text{ L} \times \frac{273\cancel{\text{K}}}{293\cancel{\text{K}}} \times \frac{742\text{ torr}}{760\text{ torr}} = 45.5\text{ L}$$

Método B: Ecuación algebraica

Paso 2 Plantea la ecuación y despeja de ella la incógnita:

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2} \qquad V_2 = \frac{P_1V_1T_2}{P_2T_1}$$

Paso 3 Sustituye los datos en la ecuación y efectúa las operaciones:

$$V_2 = \frac{742\cancel{\text{torr}} \times 50.0\text{ L} \times 273\cancel{\text{K}}}{760.\cancel{\text{torr}} \times 293\cancel{\text{K}}} = 45.5\text{ L}$$

QUÍMICA EN ACCIÓN

Moléculas mensajeras

El monóxido de nitrógeno, NO, y el monóxido de carbono, CO, son moléculas gaseosas pequeñas que se consideran tóxicas al organismo y al ambiente, por su contribución al smog fotoquímico y a la lluvia ácida. Pero ahora resulta que los bioquímicos encontraron que esas moléculas desempeñan papeles importantes en un grupo de mensajeros biológicos recién descubierto llamados moléculas *neurotransmisoras.*



La transmisión sináptica entrante dispara una neurona que se encuentra en la trayectoria del impulso.

Las moléculas neurotransmisoras tradicionales, como la acetilcolina, norepinefrina y epinefrina, son aminas biogénicas. En la década de 1950 se descubrió que los aminoácidos pueden dar señales a las células nerviosas, y en la década de 1970 los investigadores produjeron otra clase de moléculas transmisoras, los péptidos –que son hileras cortas de aminoácidos– llamadas *endorfinas* y *encefalinas* (asociadas con el buen desempeño de los corredores). A finales de los 1980 se descubrió que el monóxido de nitrógeno es el primer gas que puede funcionar como neurotransmisor.

Hasta hace poco se creía que las moléculas neurotransmisoras eran específicas. Esto es que cada neurotransmisor se podría ajustar a la célula como una llave en una cerradura. Se creía que esos neurotransmisores se almacenaban en diminutas bolsas celulares, donde se fabricaban y se desprendían a través de transportadores o canales, sólo cuando se les necesitaba. El monóxido de nitrógeno y el monóxido de carbono, gases ambos, violan las reglas de la explicación de la neurotransmisión, porque son volátiles y no son específicos. Un gas se difunde libremente hacia cualquier célula y sólo se produce cuando se le necesita. Las acciones de las moléculas gaseosas dependen de sus propiedades químicas, y no de su forma molecular, como se había establecido en el modelo de llave y cerradura.

Durante casi cien años se ha usado el monóxido de nitrógeno para dilatar los vasos sanguíneos y aumentar el flujo hemático y con ello bajar la presión arterial.

QUÍMICA EN ACCIÓN

A finales de los ochenta se descubrió que el NO formado biológicamente es una importante molécula señalizadora en los sistemas nerviosos central y periférico. Se encontró que es un mediador de ciertas neuronas que no responden a los neurotransmisores químicos normales (la acetilcolina o la norepinefrina). Estas neuronas sensibles al NO están en los sistemas cardiovascular, respiratorio, digestivo y urogenital. Una de las investigaciones sugiere que el monóxido de nitrógeno puede emplearse para tratar la impotencia, mediando la relajación del músculo liso del tejido principal eréctil del pene. Las investigaciones actuales indican que el monóxido de nitrógeno desempeña un papel en la regulación de la presión arterial, coagulación de la sangre y en la neurotransmisión, y que también puede contribuir a la capacidad del sistema inmunológico de matar células malignas.

En la Johns Hopkins Medical School, los investigadores consideraron que si un gas puede funcionar como molécula transmisora, podría haber otros que también lo hicieran. Comenzaron a buscar otros gases que pudieran presentar esta actividad biológica. Propusieron al monóxido de carbono como posible transmisor, porque la enzima que interviene en su producción está dentro de partes específicas del cerebro, como las neuronas olfatorias y en células que se cree intervienen en la memoria a largo plazo. La enzima empleada para formar un mensajero intracelular se encontró exactamente en los mismos lugares. A continuación, los investigadores demostraron que las células nerviosas fabrican el mensajero intracelular cuando son estimuladas con monóxido de carbono. Los inhibidores del monóxido de carbono bloquean la producción de la misma molécula de mensajero.

El Dr. Charles Stevens, del Instituto Salk en La Jolla, California, cree que el monóxido de carbono puede ser factor importante para comprender la memoria a largo plazo. Los investigadores creen que, para establecer una memoria, una célula nerviosa recibe señales repetidas en un proceso llamado potenciación a largo plazo. Una propiedad importante del proceso de potenciación es que la célula que recibe la señal regresa un mensaje a la célula que mandó la señal. Este mensaje estimula a la célula originadora a liberar con mayor facilidad su molécula neurotransmisora. Nunca antes se había podido encontrar el mensaje que la célula receptora manda a la célula originadora.

Cuando se descubrió que el monóxido de nitrógeno es un neurotransmisor, se creyó que podría ser la señal de respuesta. Pero las enzimas necesarias para producirlo no estaban en las células donde se desarrolla la potenciación a largo plazo. Sin embargo, la enzima que produce monóxido de carbono abunda en esas células y con ello comenzó Stevens a demostrar su teoría. Encontró que los inhibidores de monóxido de carbono evitaban la potenciación a largo plazo, y que cuando se bloqueaba el CO de esas células, se borraban las memorias que ya se encontraban en ellas. Es posible que las investigaciones indiquen que hay todavía otros papeles que desempeñan esas moléculas gaseosas.

Práctica 12.5

Se calientan 15.00 L de gas a 800. torr de 45.0 °C a 400. °C y la presión cambia a 300 torr. ¿Cuál es el volumen nuevo?

Práctica 12.6

¿A qué temperatura deben calentarse 5.00 L de oxígeno a 50.°C y 600. torr, para que el volumen sea 10.0 L y la presión 800. torr?

12.10 Ley de Dalton de las presiones parciales

ley de Dalton de las presiones parciales

Si los gases se comportan apegándose a la teoría cinético-molecular, no deben existir diferencias en las relaciones presión-volumen-temperatura, sin importar si las moléculas del gas son iguales o diferentes. Esta semejanza en el comportamiento de los gases es la base para comprender la **ley de Dalton de las presiones parciales:**

La presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales ejercidas por cada uno de los gases de la mezcla.

presiones parciales

Cada uno de los gases de la mezcla ejerce una presión que es independiente de la de los demás gases presentes. A esas presiones se les llama **presiones parciales.** Así, si tenemos una mezcla de tres gases, *A*, *B* y *C*, que ejercen presiones parciales de 50 torr, 150 torr y 400 torr, respectivamente, la presión total será de 600 torr:

$$P_{\text{Total}} = p_A + p_B + p_C$$

$$P_{\text{Total}} = 50 \text{ torr} + 150 \text{ torr} + 400 \text{ torr} = 600 \text{ torr}$$

Una aplicación de la ley de Dalton se da cuando se reciben gases insolubles sobre agua. Cuando se prepara en el laboratorio, el oxígeno es colectado mediante el desplazamiento de agua hacia abajo. El oxígeno que se almacena, por consiguiente, no será puro, sino que estará mezclado con vapor de agua (ve la Fig. 12.11). Cuando se ajustan los niveles del agua dentro y fuera del recipiente a la misma altura, la presión del oxígeno más la del vapor de agua dentro del recipiente es igual a la presión atmosférica:

$$P_{\text{atm}} = p_{O_2} + p_{H_2O}$$

Para determinar la cantidad de O_2, o cualquier otro gas colectado en agua, debemos restar la presión del vapor de agua de la presión total del gas. En el apéndice II se encuentra una tabla de presiones de vapor de agua a varias temperaturas.

$$p_{O_2} = P_{\text{atm}} - p_{H_2O}$$

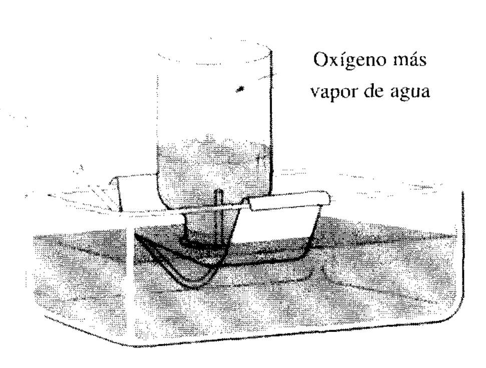


Figura 12.11
Oxígeno colectado en agua.

Ejemplo 12.11

Una muestra de 500. mL de oxígeno se colectó en agua a 23 °C y 760. torr. ¿Qué volumen ocupará el O_2 seco a 23 °C y 760. torr? La presión del vapor de agua a 23 °C es de 21.2 torr.

Solución

Para resolver este problema, primero debemos determinar la presión del oxígeno solo, restando la presión que ejerce el vapor de agua presente.

Paso 1 Calcula la presión del O_2 seco:

$$P_{Total} = 760.\ \text{torr} = p_{O_2} + p_{H_2O}$$

$$P_{O_2} = 760.\ \text{torr} - 21.2\ \text{torr} = 739\ \text{torr} \qquad (O_2\ \text{seco})$$

Paso 2 Organiza la información:

P_1 = 739 torr $\qquad$ P_2 = 760. torr

V_1 = 500. mL $\qquad$ V_2 = ?

Paso 3 Resuelve el problema como los de la ley de Boyle:

$$V = \frac{500.\ \text{mL} \times 739\ \text{torr}}{760.\ \text{torr}} = 486\ \text{mL}\ O_2\ \text{seco}$$

Práctica 12.7

Se colectó hidrógeno gaseoso en agua, por desplazamiento de la misma. A 25.0 °C y 740.0 torr se midieron 600.0 mL del gas. ¿Qué volumen ocupa el hidrógeno seco en condiciones normales?

12.11 Ley de Avogadro

A iniciarse el siglo XIX, Gay-Lussac estudió las relaciones volumétricas de gases que reaccionan. Publicó sus resultados en 1809 y hoy se resumen en un enunciado que se conoce como **ley de Gay-Lussac de los volúmenes combinados:**

ley de Gay-Lussac de los volúmenes combinados

Medidas a la misma temperatura y presión, las relaciones de los volúmenes de gases reaccionantes son números enteros pequeños.

Así, el H_2 y el O_2 se combinan y forman vapor de agua en una relación volumétrica igual a 2:1 (Fig. 12.12); el H_2 y el Cl_2 reaccionan para formar HCl en una relación volumétrica 1:1, y el H_2 y el N_2 reaccionan para formar NH_3 en una relación volumétrica 3:1.

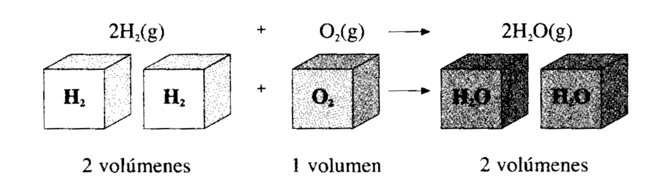


Figura 12.12
Ley de Gay-Lussac de combinación de volúmenes de gases, aplicada a la reacción del hidrógeno con el oxígeno. Medidos a la misma temperatura y presión, los gases reaccionan en relación volumétrica de 2:1.

ley de Avogadro

Dos años después, en 1811, Amedeo Avogadro usó la ley de los volúmenes combinados de gases para establecer una relación sencilla, pero de repercusión insospechada, acerca de los gases. La **ley de Avogadro** establece que:

> **Volúmenes iguales de gases diferentes a la misma temperatura y presión, contienen el mismo número de moléculas.**

Esta ley significó un gran avance en la comprensión de la naturaleza de los gases, porque

1. Era una explicación racional de la ley de Gay-Lussac de los volúmenes combinados de gases e indicaba la naturaleza diatómica de gases elementales como el hidrógeno, el cloro y el oxígeno.
2. Proporcionaba un método para determinar las masas molares de los gases y para comparar las densidades de gases de masa molar conocida (ve las Secc. 12.12 y 12.13).
3. Proporcionó una base firme para el desarrollo de la teoría cinético-molecular.

De acuerdo con la ley de Avogadro, volúmenes iguales de hidrógeno y de cloro contienen la misma cantidad de moléculas. Por consiguiente, en una base volumétrica, el hidrógeno y el cloro reaccionan así:

hidrógeno	+	cloro	$\longrightarrow$	cloruro de hidrógeno
1 volumen		1 volumen		2 volúmenes

Por consiguiente, las moléculas de hidrógeno reaccionan con las de cloro en relación 1:1. Como se producen dos volúmenes de cloruro de hidrógeno, una molécula de hidrógeno y una molécula de cloro deben producir dos moléculas de cloruro de hidrógeno. Por consiguiente, cada molécula de hidrógeno y cada molécula de cloro deben estar formadas por dos átomos. Los coeficientes de la ecuación balanceada de la reacción dan las relaciones correctas de volúmenes, moléculas y moles de reactivos y productos:

H_2	+	Cl_2	$\longrightarrow$	$2\,HCl$
1 volumen		1 volumen		2 volúmenes
1 molécula		1 molécula		2 moléculas
1 mol		1 mol		2 mol

Mediante una deducción semejante, las moléculas de oxígeno también deben contener, cuando menos, dos átomos, porque un volumen de oxígeno reacciona con dos volúmenes de hidrógeno para producir dos volúmenes de vapor de agua.

El volumen de un gas depende de la temperatura, la presión y la cantidad de moléculas del gas. Los gases distintos a la misma temperatura tienen la misma energía cinética. Por consiguiente, si dos gases distintos están a la misma temperatura ocupan volúmenes iguales, su presión es igual y cada uno de ellos debe contener la misma cantidad de moléculas. Esta afirmación es cierta, porque los sistemas con propiedades PVT idénticas se pueden producir sólo mediante cantidades iguales de moléculas que tengan la misma energía cinética promedio.

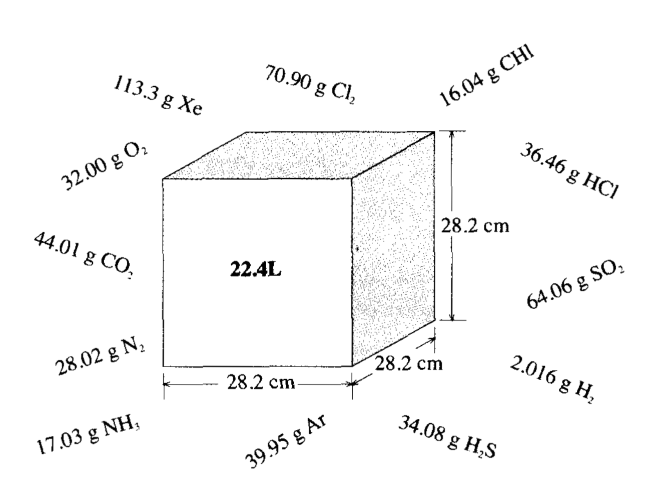
12.12 Relaciones entre moles, masa y volumen de los gases

Como una mol contiene 6.022 x 10^{23} moléculas (el número de Avogadro), una mol de cualquier gas tendrá el mismo volumen que una mol de cualquier otro gas a la misma temperatura y presión. Experimentalmente se ha determinado que el volumen que ocupa una mol

de cualquier gas es de 22.4 L en condiciones normales. A este volumen, 22.4 L, se le llama **volumen molar** del gas. El volumen molar es un cubo cuyos lados miden, más o menos, 28.2 cm (11.1 pulg). En la figura 12.13, vemos las masas molares de varios gases y cada una de ellas ocupa 22.4 L en condiciones normales.

volumen molar

Una mol de un gas ocupa 22.4 L en condiciones normales.



Al igual que con muchas constantes, se conoce con mayor exactitud el volumen molar, que es 22.414 L. Usaremos 22.4 L en nuestros cálculos, porque las cifras adicionales casi no afectan el resultado, en vista de la exactitud de las demás mediciones que intervienen en el cálculo.

Figura 12.13
Una mol de un gas ocupa 22.4 L en condiciones normales. La masa de cada uno de los gases es la masa de 1 mol.

El volumen molar es útil para determinar la masa molar de un gas, o de sustancias que se pueden vaporizar con facilidad. Si se conocen la masa y el volumen de un gas en condiciones normales, podemos calcular su masa molar. Por ejemplo, 1 L de oxígeno puro en condiciones normales tiene una masa de 1.429 g. La masa molar del oxígeno se puede calcular multiplicando por 22.4 L/mol la masa de 1 L:

$$\frac{1.429 \text{ g}}{1 \cancel{\text{L}}} \times \frac{22.4 \cancel{\text{L}}}{1 \text{ mol}} = 32.00 \text{ g/mol} \qquad \text{(masa molar)}$$

Si el volumen y la masa no están en condiciones normales, entonces transformamos el volumen a condiciones normales y después calculamos la masa molar.

Las condiciones sólo se aplican a la presión, temperatura y volumen. La masa no se ve afectada.

El volumen molar, 22.4 L/mol, se usa como factor de conversión para pasar de gramos por litro a gramos por mol (masa molar) y también para pasar de litros a moles. Los dos factores de conversión son

$$\frac{22.4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ mol}}{22.4 \text{ L}}$$

Estas conversiones se deben efectuar en condiciones normales, excepto bajo ciertas circunstancias especiales. A continuación, veremos algunos ejemplos.

Ejemplo 12.12

Si se miden 2.00 L de un gas en condiciones normales y tienen 3.23 g de masa, ¿cuál es la masa molar del gas?

Solución

La unidad de masa molar es g/mol; la conversión es de

$$\frac{\text{g}}{\text{L}} \longrightarrow \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Ejemplo 12.12

La cantidad de partida es $\frac{3.23\ g}{2.00\ L}$. El factor de conversión es $\frac{22.4\ L}{1\ mol}$.

El cálculo es $\frac{3.23\ g}{2.00\ \cancel{L}} \times \frac{22.4\ \cancel{L}}{1\ mol} = 36.2\ g/mol$ (masa molar)

Ejemplo 12.13

Medidos a 40 °C y 630. torr, 691 mL de éter etílico tienen 1.65 g de masa. Calcula la masa molar del éter etílico.

Solución

Paso 1 Organizamos la información dada, convirtiendo las temperaturas a Kelvin. Observa que debemos pasar a las condiciones normales para poder determinar la masa molar.

P_1 = 630. torr P_2 = 760. torr
V_1 = 691 mL V_2 = ?
T_1 = 313 K (40.°C) T_2 = 273 K

Paso 2 Usamos ya sea el método del factor de conversión o el algebraico y la ley del volumen combinado de gases para convertir el volumen (V_2) a condiciones normales:

$$V_2 = \frac{691\ mL \times 273\ \cancel{K} \times 630.\ \cancel{torr}}{313\ \cancel{K} \times 760.\ \cancel{torr}} = 500.\ mL = 0.500\ L \text{ (en condiciones normales)}$$

Paso 3 En el ejemplo, V_2 es el volumen de 1.65 g del gas, así que ahora podemos determinar la masa molar convirtiendo los g/L en g/mol:

$$\frac{1.65\ g}{0.500\ \cancel{L}} \times \frac{22.4\ \cancel{L}}{mol} = 73.9\ g/mol$$

Práctica 12.8

Un gas cuya masa es de 86 g ocupa 5.00 L a 25 °C y 3.00 atm de presión. ¿Cuál es su masa molar?

12.13 Densidades de los gases

La densidad, *d*, de un gas es igual a su masa por unidad de volumen y se expresa, generalmente, en gramos por litro:

$$d = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} = \frac{g}{L}$$

Como el volumen de un gas depende de la temperatura y de la presión, se deben conocer ambas variables cuando se menciona la densidad del gas. El volumen de un sólido o un líquido casi no cambia cuando cambia la presión, y sólo cambia muy poco cuando se hace variar la temperatura. Si la temperatura cambia de 0 a 50 °C, la densidad de un gas se reduce

QUÍMICA EN ACCIÓN

Efectos fisiológicos de los cambios de presión

El cuerpo humano tiene una diversidad de métodos para contrarrestar los cambios en la presión atmosférica. Al viajar a regiones altas, volar en un avión o tomar un elevador rápido hasta la punta de un rascacielos, la presión a nuestro alrededor disminuye. Nuestros oídos son sensibles a ello, porque el tímpano tiene aire en sus dos caras. La diferencia de presión del tímpano se alivia bostezando o moviendo la quijada para abrir las trompas de Eustaquio que conectan al oído medio con la garganta y que permiten que la presión dentro del tímpano se iguale con la presión fuera de él.

También, los clavadistas sienten los efectos de la presión, con más evidencia en las cavidades corporales que contienen aire, como los pulmones, los oídos y los senos craneales. Los buzos no sienten que la presión los aplaste a mayores profundidades, porque los reguladores de sus tanques suministran aire a la misma presión que la del ambiente. El buzo siempre debe respirar con regularidad cuando sube hacia la superficie. Si no lo hace puede suceder que los pulmones se expandan y se revienten algunos alvéolos. La consecuencia es pérdida de conciencia, daño cerebral o ataque cardiaco. Es un claro ejemplo de que los gases obedecen la ley de Boyle.

Los buzos también se ven afectados por la **ley de Henry,** que establece que la cantidad de gas que se disuelve en un líquido es función directa de la presión sobre el líquido. Durante una zambullida, los gases que entran en los pulmones se absorben en la sangre más que en la superficie del agua. Si el buzo regresa muy rápidamente a la superficie, la brusca reducción de la presión puede ocasionar que los gases disueltos produzcan burbujas en la sangre, en lo que se llama *síndrome de descompresión,* aeroembolia o aeroembolismo. El único método eficaz para tratarlo es emplear una cámara de descompresión, donde se aumenta de nuevo la presión y se baja lentamente, regresando el buzo a la presión normal.

En el campo de la medicina se usan las unidades *hiperbáricas* para el tratamiento de pacientes cuyas células carecen de oxígeno. En esas unidades, todo el recinto se puede llevar a presión alta, de 2 o 3 atm, y todo el personal, al igual que el paciente, se someten a una compresión gradual; después del tratamiento se someten a una descompresión. Estas unidades se usan mucho para tratar envenenamientos con monóxido de carbono. El oxígeno se disuelve directamente en el plasma, aliviando temporalmente la carencia de oxígeno en los tejidos. También, las unidades hiperbáricas son eficaces en el tratamiento de otros problemas, como en los injertos cutáneos (de la piel), quemaduras graves y daños tisulares por radiación.



Si un buzo regresa con mucha rapidez a la superficie, la reducción de presión puede producir burbujas de aire en la sangre. A esto se le llama "aeroembolismo".

en un 18% si se deja expander libremente, mientras que un aumento de 50 °C en la temperatura del agua (0 °C ⟶ 50 °C) hace variar su densidad en menos de 0.2 %.

Podemos calcular la densidad de un gas a cualquier temperatura y presión calculando la masa de gas presente en 1 L. En condiciones normales, en especial, podemos calcular la densidad multiplicando la masa molar de un gas por 1 mol/22.4 L:

$$d \text{ (en condiciones normales)} = \text{masa molar} \times \frac{1 \text{ mol}}{22.4 \text{ L}}$$

$$\text{masa molar} = d \text{ (en condiciones normales)} \times \frac{22.4 \text{ L}}{1 \text{ mol}}$$

En la tabla 12.3, podemos ver una lista de las densidades de algunos de los gases comunes.

TABLA 12.3 **Densidad de los gases comunes en condiciones normales**

Gas	Masa molar (g/mol)	Densidad (g/L en condiciones normales)	Gas	Masa molar (g/mol)	Densidad (g/L en condiciones normales)
H_2	2.016	0.0900	H_2S		
CH_4	16.04	0.716	HCl	34.08	1.52
NH_3	17.03	0.760	F_2	36.45	1.63
C_2H_2	26.04	1.16	CO_2	38.00	1.70
HCN	27.03	1.21	C_3H_8	44.01	1.96
CO	28.01	1.25	O_3	44.09	1.97
N_2	28.02	1.25	SO_2	48.00	2.14
aire	**(28.9)**	**(1.29)**	Cl_2	64.06	2.86
O_2	32.00	1.43		70.90	3.17

Ejemplo 12.14

Calcula la densidad del Cl_2 en condiciones normales.

Solucion

Primero calculamos la masa molar del Cl_2. Ésta es de 70.90 g/mol. Como d está en g/L, la conversión es

$$\frac{\mathbf{g}}{\mathbf{mol}} \longrightarrow \frac{\mathbf{g}}{\mathbf{L}}$$

El factor de conversión es $\frac{1 \text{ mol}}{22.4 \text{ L}}$:

$$d = \frac{70.90 \text{ g}}{1 \cancel{\text{mol}}} \times \frac{1 \cancel{\text{mol}}}{22.1 \text{ L}} = 3.165 \text{ g/L}$$

Práctica 12.9

La masa molar de un gas es de 20. g/mol. Calcula la densidad del gas en condiciones normales.

12.14 Ecuación del gas ideal

En nuestros cálculos con gases hemos utilizado cuatro variables: el volumen, *V*, la presión, *P*, la temperatura absoluta, *T*, y la cantidad de moléculas o moles (que se representa por *n*). Al combinar esas variables en una sola ecuación obtenemos

$$V \propto \frac{nT}{P} \quad \text{o} \quad V = \frac{nRT}{P}$$

donde *R* es una constante de proporcionalidad, que se llama *constante del gas ideal.* La ecuación se escribe casi siempre en la forma

$$PV = nRT$$

ecuación del gas ideal

y se llama **ecuación del gas ideal.** Esta ecuación establece en una sola expesión lo que hemos explicado anteriormente: el volumen de un gas varía en función directa de la cantidad de moléculas de gas y de la temperatura absoluta y varía en función inversa de la presión. El valor y las unidades de *R* dependen de las unidades de *P*, *V* y *T*. Podemos calcular un valor de *R* si nos basamos en 1 mol de gas en condiciones normales. Despejamos a *R* de la ecuación:

$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{1\ \text{atm} \times 22.4\ \text{L}}{1\ \text{mol} \times 273\ \text{K}} = 0.0821\ \frac{\text{L-atm}}{\text{mol-K}}$$

En este caso, las unidades de R son litros-atmósfera por mol kelvin (L-atm/mol K). Cuando el valor de *R* = 0.0821 L-atm/mol-K, *P* está en atmósferas, *n* está en moles, *V* está en litros y *T* está en Kelvins.

La ecuación del gas ideal se puede emplear para calcular cualesquiera de las cuatro variables cuando se conocen las otras tres.

Ejemplo 12.15

¿Qué presión ejercerán 0.400 moles de un gas en un recipiente de 5.00 L a 17.0 °C?

Solución

Paso 1 Organizamos los datos, convirtiendo las temperaturas a la escala Kelvin:

P = ?
V = 5.00 L
T = 290. K
n = 0.400 mol

Ejemplo 12.15

Paso 2 Planteamos la ecuación y despejamos de ella la incógnita:

$$PV = nRT \quad \text{o} \quad P = \frac{nRT}{V}$$

Paso 3 Sustituimos los datos en la ecuación y realizamos los cálculos:

$$P = \frac{0.400 \text{ mol} \times 0.0821 \text{ L-atm/mol-K} \times 290. \text{ K}}{5.00 \text{ L}} = 1.90 \text{ atm}$$

Ejemplo 12.16

¿Cuántas moles de oxígeno gaseoso hay en un tanque de 50.0 L a 22.0 °C, si el manómetro indica 2000. lb/pulg^2? (Suponer que el manómetro indica presión absoluta; en un caso real, la presión sería manométrica).

Solución

Paso 1 Organiza la información, convirtiendo la temperatura a kelvins y la presión a atmósferas:

$$P = \frac{2000. \text{ lb}}{\text{pulg}^2} \times \frac{1 \text{ atm}}{14.7 \text{ lb/pulg}^2} = 136.1 \text{ atm}$$

$V = 50.0$ L
$T = 295$ K
$n = ?$

Paso 2 Plantea la ecuación y despeja de ella la incógnita:

$$PV = nRT \quad \text{o} \quad n = \frac{PV}{RT}$$

Paso 3 Sustituye los datos en la ecuación y efectúa las operaciones:

$$n = \frac{136.1 \text{ atm} \times 50.0 \text{ L}}{(0.0821 \text{ L-atm/mol-K}) \times 295 \text{ K}} = 281 \text{ mol } O_2$$

Práctica 12.10

Un cilindro de 23.8 L contiene oxígeno gaseoso a 20.0 °C y 732 torr. ¿Cuántas moles de oxígeno hay en el cilindro?

Esta forma de la ecuación de los gases es más útil en problemas donde se maneje masa en lugar de moles.

Podemos determinar la masa molar de una sustancia gaseosa aplicando la ecuación del gas ideal. Como la masa molar = g/mol, entonces mol = g/masa molar. Usaremos M para representar la masa molar; podemos sustituir g/M en lugar de n (en moles) en la ecuación del gas ideal para obtener

$$PV = \frac{g}{M} RT \quad \text{o bien} \quad M = \frac{gRT}{PV} \quad \text{(ecuación modificada del gas ideal)}$$

que nos permite calcular la masa molar, M, de cualquier sustancia en estado gaseoso.

Ejemplo 12.17

Calcula la masa molar del gas butano, si 3.69 g ocupan 1.53 L a 20.0 °C y 1.00 atm.

Solución

Convertimos 20°C a 293K y sustituimos los datos en la ecuación modificada del gas ideal:

$$M = \frac{gRT}{PV} = \frac{3.69\text{ g} \times 0.0821\text{ L-atm/mol-K} \times 293\text{ K}}{1.00\text{ atm} \times 1.53\text{ L}} = 58.0\text{ g/mol}$$

Práctica 12.11

Una muestra de 0.286 g de cierto gas ocupa 50.0 ml a temperatura normal y 76.0 cm Hg. Calcula la masa molar del gas.

12.15 Estequiometría cuando intervienen los gases

Cálculos mol-volumen y masa-volumen

Los problemas estequiométricos en los que intervienen gases se pueden resolver con el método general de relación molar que describimos en el capítulo 9. Se usan los factores 1 mol/22.4 L y 22.4 L/1 mol para pasar de volumen a moles y de moles a volumen, respectivamente (ve la Fig. 12.14). Estos factores de conversión se utilizan suponiendo que los gases están en condiciones normales y que se comportan como gases ideales. En realidad, los gases se miden en condiciones distintas de las normales y los volúmenes se convierten a condiciones normales para efectuar los cálculos estequiométricos.

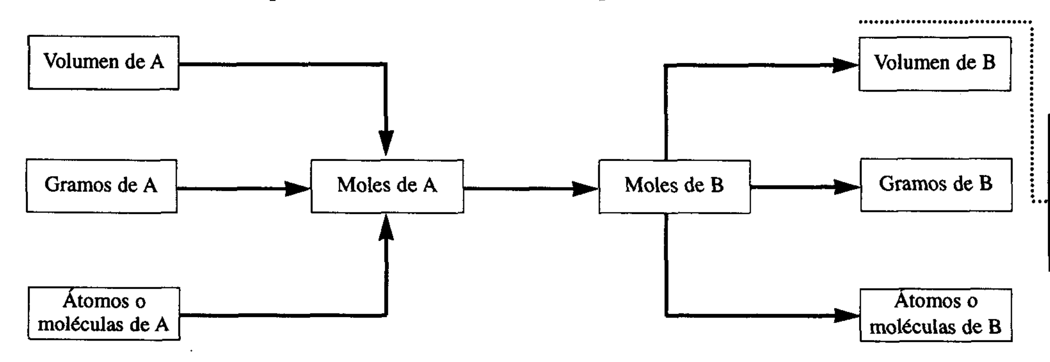


Figura 12.14
Resumen de las conversiones primarias que invervienen en estequiometría. Se incluyen los volúmenes en la conversión.

En una ecuación balanceada, el número que antecede a la fórmula de una sustancia gaseosa representa la cantidad de moles o de volúmenes molares (22.4 L en condiciones normales/mol) de esa sustancia.

En los ejemplos que siguen, veremos algunos problemas característicos donde intervienen gases y ecuaciones químicas.

Ejemplo 12.18

¿Qué volumen de oxígeno, en condiciones normales, se puede obtener con 0.500 mol de clorato de potasio?

Solución

Paso 1 Escribe la ecuación balanceada:

$$\underset{2\text{ mol}}{2\,KClO_3} \longrightarrow 2\,KCl + \underset{3\text{ mol}}{3\,O_2\,(g)}$$

Paso 2 La cantidad inicial es 0.500 mol de $KClO_3$. La conversión es de

moles de $KClO_3$ ⟶ moles de O_2 ⟶ litros de O_2

Paso 3 Calcula las moles de O_2, empleando el método de la relación molar:

$$0.500\ \cancel{\text{mol KClO}_3} \times \frac{3\text{ mol }O_2}{2\ \cancel{\text{mol KClO}_3}} = 0.750\text{ mol }O_2$$

Paso 4 Convierte las moles de O_2 en litros de O_2. Las moles de un gas en condiciones normales se convierten en litros multiplicándolas por el volumen molar, 22.4 L/mol:

$$0.750\ \cancel{\text{mol}}\ O_2 \times \frac{22.4\text{ L}}{1\ \cancel{\text{mol}}} = 16.8\text{ L }O_2$$

Si planteamos un cálculo continuo, llegamos a

$$0.500\ \cancel{\text{mol KClO}_3} \times \frac{3\ \cancel{\text{mol}}\ O_2}{2\ \cancel{\text{mol KClO}_3}} \times \frac{22.4\text{ L}}{1\ \cancel{\text{mol}}} = 16.8\text{ L }O_2$$

Ejemplo 12.19

¿Cuántos gramos de aluminio deben reaccionar con ácido sulfúrico para producir 1.25 L de hidrógeno gaseoso en condiciones normales?*

Solución

Paso 1 La ecuación balanceada es

$$\underset{2\text{ mol}}{2\,Al(s)} + 3\,H_2SO_4(ac) \longrightarrow Al_2(SO_4)_3(ac) + \underset{3\text{ mol}}{3\,H_2(g)}$$

Paso 2 Primero convertiremos los litros de H_2 en moles de H_2. A continuación, partiendo de la ecuación, calcularemos la estequiometría, que ya nos es familiar. La conversión es

L H_2 ⟶ mol H_2 ⟶ mol Al ⟶ g Al

$$1.25\ \cancel{\text{L}}\ \cancel{H_2} \times \frac{1\ \cancel{\text{mol}}}{22.4\ \cancel{\text{L}}} \times \frac{2\ \cancel{\text{mol Al}}}{3\ \cancel{\text{mol H}_2}} \times \frac{26.98\text{ g Al}}{1\ \cancel{\text{mol Al}}} = 1.00\text{ g Al}$$

Ejemplo 12.20

¿Qué volumen de hidrógeno, obtenido a 30 °C y 700 torr, se formará al hacer reaccionar 50.0 g de aluminio con ácido clorhídrico?

Solución

$$\underset{2\text{ mol}}{2\,Al(s)} + 6\,HCl(ac) \longrightarrow 2\,AlCl_3(ac) + \underset{3\text{ mol}}{3\,H_2(g)}$$

En este problema, las condiciones no son las normales, de modo que no podemos seguir el método del ejemplo 12.18. Necesitamos calcular el volumen en condiciones norma-

* Nota: El volumen, en condiciones normales, es de 62.3 L de H_2.

les, a partir de la ecuación, para después convertirlo a las condiciones del problema,o bien podemos utilizar la ecuación del gas ideal. Sigamos este último procedimiento.

Ejemplo 12.20

Primero, calculamos las moles de H_2 que se obtienen con 50.0 g de Al. A continuación, con la ecuación del gas ideal, calcularemos el volumen de H_2 en las condiciones que se citan en el problema.

Paso 1 Moles de H_2: La conversión es

gramos de Al ⟶ moles de Al ⟶ moles de H_2

$$50.0\ \text{g Al} \times \frac{1\ \text{mol Al}}{26.98\ \text{g Al}} \times \frac{3\ \text{mol } H_2}{2\ \text{mol Al}} = 2.78\ \text{mol } H_2$$

Paso 2 Litros de H_2: despejamos V de $PV = nRT$ y sustituimos los datos en la ecuación.

Pasamos de °C a K: 30 °C + 273 = 303 K.
Convertimos torr a atm: 700. torr x 1 atm/760. torr = 0.921 atm.

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{2.78\ \text{mol } H_2 \times 0.0821\ \text{L-atm} \times 303\ \text{K}}{0.921\ \text{atm} \times \text{mol-K}} = 75.1\ \text{L } H_2$$

Práctica 12.12

Si 10.0 g de peróxido de sodio, Na_2O_2, reaccionan con agua para producir hidróxido de sodio y oxígeno, ¿cuántos litros de oxígeno se producirán a 20 °C y 750. torr?

$$2\ Na_2O_2(s) + 2\ H_2O(l) \longrightarrow 4\ NaOH(ac) + O_2(g)$$

Cálculos volumen-volumen

Cuando en una reacción todas las sustancias se encuentran en estado gaseoso, se pueden simplificar los cálculos. Las simplificaciones se basan en la ley de Avogadro, que establece que gases en condiciones idénticas de temperatura y presión contienen la misma cantidad de moléculas y ocupan el mismo volumen. Con esta misma ley, podemos afirmar también que, en las mismas condiciones de temperatura y presión, los volúmenes de gases reaccionantes son proporcionales a las cantidades de moles de los gases en la ecuación balanceada. Por ejemplo, la reacción:

$H_2(g)$	+ $Cl_2(g)$	⟶ $2\ HCl(g)$
1 mol	1 mol	2 mol
22.4 L	22.4 L	2 x 22.4 L
1 volumen	1 volumen	2 volúmenes
Y volumen	*Y* volumen	2*Y* volúmenes

En este caso, 22.4 L de hidrógeno reaccionan con 22.4 L de cloro para formar 2 x 22.4 = 44.8 L de cloruro de hidrógeno gaseoso. Esta afirmación es cierta, porque esos volúmenes equivalen a la cantidad de moles reaccionantes en la ecuación. Por consiguiente, *Y* volumen de H_2 se combinará con *Y* volumen de Cl_2 para formar 2*Y* volúmenes de HCl. Por ejemplo, 100 L de H_2 reaccionan con 100 L de Cl_2 para formar 200 L de HCl; si los 100 L de H_2 y de Cl_2 están a 50 °C, producirán 200 L de HCl a 50 °C (suponemos que la tempe-

ratura del producto se regula a 50 °C; en la reacción aumenta mucho esa temperatura). Cuando la temperatura y la presión son iguales antes y después de una reacción, podemos calcular los volúmenes sin pasarlos a las condiciones normales.

Para gases reaccionantes a temperatura y presión constantes: las relaciones de volumen a volumen son iguales que las relaciones de mol a mol.

Ejemplo 12.21

¿Qué volumen de oxígeno reacciona con 150 L de hidrógeno para formar vapor de agua? ¿Qué volumen de vapor de agua se formará?

Solución

Supondremos que los reactivos y los productos se miden a las mismas condiciones. Calculamos con los volúmenes reaccionantes:

$2\,H_2(g)$	+	$O_2(g)$	$\longrightarrow$	$2\,H_2O(g)$
2 mol		1 mol		2 mol
2 x 22.4 L		22.4 L		2 x 22.4 L
2 volúmenes		1 volumen		2 volúmenes
150 L		75 L		150 L

Por cada dos volúmenes de H_2 que reaccionan, reacciona un volumen de O_2 y se producen dos volúmenes de $H_2O(g)$:

$$150\text{ L } H_2 \times \frac{1\text{ volumen de } O_2}{2\text{ volúmenes de } H_2} = 75\text{ L de } O_2$$

$$150\text{ L } H_2 \times \frac{2\text{ volúmenes de } H_2O}{2\text{ volúmenes de } H_2} = 150\text{ L de } H_2O$$

Ejemplo 12.22

La ecuación de la preparación del amoniaco es

$$3H_2(g) + N_2(g) \xrightarrow{400°C} 2\,NH_3(g)$$

Suponiendo que esta reacción se efectúa en su totalidad.

a) ¿Qué volumen de H_2 reaccionará con 50.0 L de N_2?
b) ¿Qué volumen de NH_3 se formará a partir de 50.0 L de N_2?
c) ¿Qué volumen de N2 reaccionará con 100. mL de H_2?
d) ¿Qué volumen de NH_3 se producirá a partir de 100. mL de H_2?
e) Si se encierran 600 mL de H_2 y 400. mL de N_2 en un recipiente y se dejan reaccionar, ¿qué cantidades de H_2, N_2 y NH_3 hay en el recipiente al terminar la reacción?

Solución

Las respuestas a las partes a) a d) se indican en los cuadros y se pueden determinar inspeccionando la ecuación y empleando el principio de los volúmenes reaccionantes:

	$3\,H_2(g)$ +	$N_2(g)$ $\longrightarrow$	$2\,NH_3(g)$
	3 volúmenes	1 volumen	2 volúmenes
(a)	[150 L]	50.0 L	
(b)		50.0 L	[100. L]
(c)	100.mL	[33.3 mL]	
(d)	100. mL		[66.7 mL]

e) Relación volumétrica, según la ecuación $= \dfrac{3\text{ volúmenes de } H_2}{1\text{ volumen de } N_2}$

Ejemplo 12.22

$$\text{Relación volumétrica usada} = \frac{600.\ \text{mL de } H_2}{400.\ \text{mL de } N_2} = \frac{3\ \text{volúmenes de } H_2}{2\ \text{volúmenes de } N_2}$$

Al comparar estas dos relaciones, vemos que hay un exceso de N_2 en la mezcla de gases. Por consiguiente, el H_2 es el reactivo que limita la cantidad que se puede formar de NH_3.

$$\underset{600\ \text{mL}}{3\,H_2(g)} + \underset{200\ \text{mL}}{N_2(g)} \longrightarrow \underset{400\ \text{mL}}{2\,NH_3(g)}$$

Para tener una relación de volúmenes reaccionantes igual a 3:1, 600 mL de H_2 reaccionan con 200 mL de N_2 para formar 400 mL de NH_3 y quedan 200 mL de N_2 sin reaccionar. Al final de la reacción, el recipiente contendrá 400 mL de NH_3 y 200 mL de N_2.

Práctica 12.13

¿Qué volumen de oxígeno reaccionará con 15.0 L de propano (C_3H_8) para formar dióxido de carbono y agua? ¿Cuánto dióxido de carbono se formará? ¿Cuánta agua se formará?

$$C_3H_8(g) + 5\,O_2(g) \longrightarrow 3\,CO_2(g) + 4\,H_2O(g)$$

12.16 Los gases reales

Todas las leyes de los gases se basan en el comportamiento de un gas ideal, esto es, un gas cuyo comportamiento lo describen exactamente las leyes de los gases para todos los valores posibles de P, V y T. En realidad, la mayor parte de los gases reales sí se comporta de modo muy parecido al que predicen las leyes de los gases dentro de intervalos de temperaturas y presiones muy amplios. Sin embargo, cuando las condiciones son tales que las moléculas del gas se agolpan a pequeñas distancias entre sí (presión alta y, o temperatura baja), presentan grandes desviaciones del comportamiento ideal. Las desviaciones se deben a que las moléculas tienen volúmenes finitos y también porque tienen atracciones intermoleculares y ello produce como resultado menos compresibilidad a presiones altas y mayor compresiblidad a temperaturas bajas, en comparación de los valores predichos por las leyes de los gases. Muchos gases se licuan a presión alta y temperatura baja.

12.17 Contaminación atmosférica

Entre los gases que emitimos a la atmósfera se efectúan reacciones químicas. En los últimos años, la preocupación acerca de los efectos que tienen esas reacciones en nuestro ambiente y nuestras vidas ha crecido.

La parte externa de la atmósfera, la estratosfera, desempeña un papel importante para determinar las condiciones de la vida en la superficie terrestre. La estratosfera protege a la superficie contra la radiación intensa y las partículas que bombardean a nuestro planeta. Al-

alótropos

go de la radiación de alta energía procedente del Sol actúa sobre las moléculas de oxígeno en la estratosfera y las convierte en ozono, O_3. Las diversas formas moleculares de un elemento se llaman alótropos (o formas alotrópicas) del elemento. Así, el oxígeno y el ozono son formas alotrópicas del oxígeno:

$$O_2 \xrightarrow{\text{luz solar}} \underbrace{O + O}_{\text{átomos de óxigeno}}$$

$$O_2 + O \longrightarrow O_3$$

La radiación ultravioleta del Sol es muy dañina para los tejidos vivos de plantas y animales. Sin embargo, la capa de ozono protege a la Tierra, porque absorbe la radiación ultravioleta y con ello evita que la mayor parte de esa radiación letal llegue a la superficie terrestre. La reacción que se lleva a cabo es la inversa de la anterior:

$$O_3 \xrightarrow{\text{radiación ultravioleta}} O_2 + O + \text{calor}$$

Un radical libre es una especie química que contiene un número impar de electrones externos. Los radicales libres son muy reactivos.

Los científicos están muy preocupados por un peligro creciente que amenaza la existencia de la capa de ozono. Los clorofluorocarbonos, como los freones, el CCl_3F y el CCl_2F_2, que se empleaban como impulsores o *propelentes* en las latas de productos en aerosol, y que todavía se usan en las unidades de refrigeración y acondicionamiento de aire, son compuestos estables y permanecen inalterables en la atmósfera inferior. Pero cuando los arrastran las corrientes de convección hasta la estratosfera, absorben la radiación ultravioleta y producen átomos de cloro (o radicales libres cloro), que a su vez reaccionan con el ozono. Se ha propuesto la secuencia de reacciones siguiente, involucrando radicales libres, para explicar la destrucción parcial de la capa de ozono por los clorofluorocarbonos.

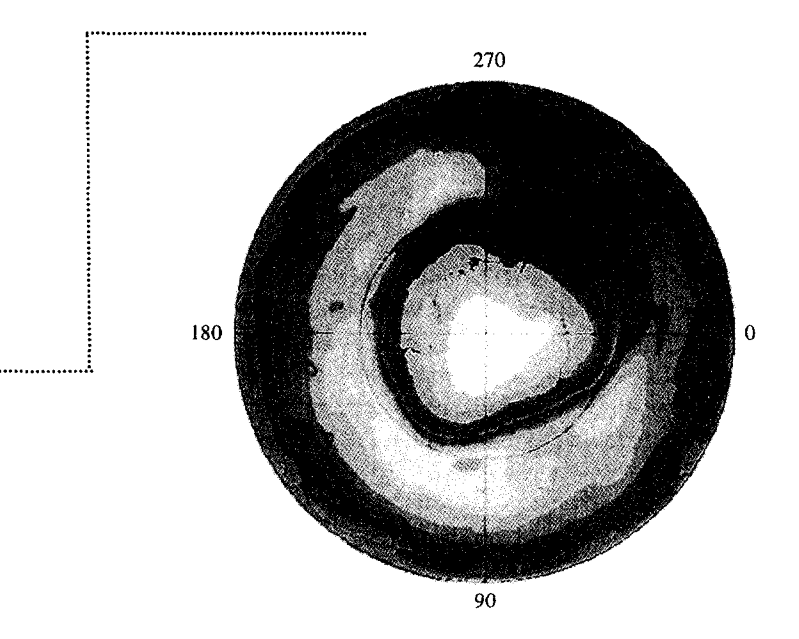


Figura 12.15
Mapa de satélite donde se ve un gran agotamiento, o "agujero", en la capa de ozono sobre la Antártida, en octubre de 1990. Se cree que el agujero se debe a la contaminación atmosférica por clorofluorocarbonos, que se usan en aerosoles y refrigerantes.

$$\underset{\text{molécula de clorofluorocarbono}}{CCl_3F} \xrightarrow[\text{ultravioleta}]{\text{radiación}} \underset{\text{radical libre de fluorocarbono}}{\cdot CCl_2F} + \underset{\text{radical libre (átomo) de cloro}}{Cl\cdot} \quad (1)$$

$$Cl\cdot + O_3 \longrightarrow ClO\cdot + O_2 \quad (2)$$

$$ClO\cdot + O \longrightarrow O_2 + Cl\cdot \quad (3)$$

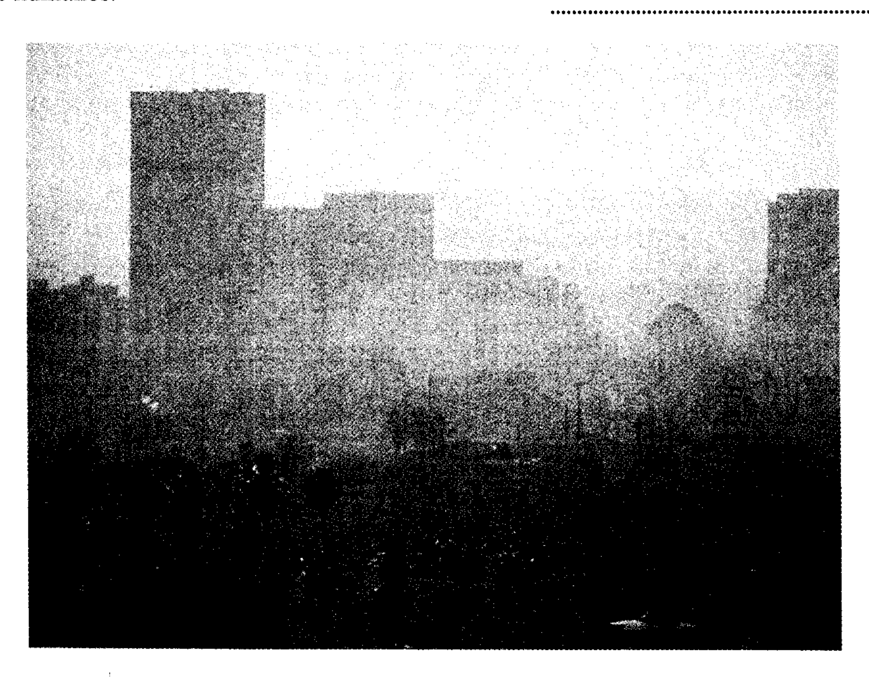
Como se genera un átomo de cloro por cada molécula de ozono que se destruye (las reacciones 2 y 3 pueden proseguir), una sola molécula de clorofluorocarbono puede causar la destrucción de muchas moléculas de ozono. Durante la última década, los científicos han observado un adelgazamiento anual de la capa de ozono sobre la Antártida. Es lo que llamamos el "agujero" u "hoyo" de la capa de ozono. Si este agujero se formara sobre partes pobladas del mundo ocasionaría serios efectos, como un aumento en la frecuencia del cáncer, mayores temperaturas climáticas y más problemas de visión. Ve la figura 12.15.

El ozono se puede preparar pasando aire u oxígeno por una descarga eléctrica:

$$3\ O_2(g) + 286\ \text{kJ} \xrightarrow[\text{eléctrica}]{\text{descarga}} 2\ O_3(g)$$

El olor acre característico del ozono se nota en la cercanía de la máquinas eléctricas y de las líneas de transmisión de electricidad. Se forma en la atmósfera durante las tormentas eléctricas y por la acción fotoquímica de la radiación ultravioleta sobre una mezcla de dióxido de nitrógeno y oxígeno. Las zonas con contaminación atmosférica alta son de concentraciones altas de ozono en la atmósfera.

El ozono no es un componente deseable en bajas altitudes de la atmósfera, porque se sabe que produce grandes daños a las plantas, fragiliza el caucho y forma sustancias irritantes a los ojos. Si las concentraciones de ozono son mayores que 0.1 partes por millón (ppm) de aire, causan tos, sofocación, dolor de cabeza, fatiga y menor resistencia contra las infecciones respiratorias. Si las concenraciones son de 20 a 30 partes por millón, son fatales para los humanos.



Día con smog en Los Angeles, California, Estados Unidos. La concentración alta de ozono cerca de la superficie terrestre puede originar daños a las plantas, dolores de cabeza y deterioro del caucho, entre otras cosas.

Además del ozono, el aire de las zonas urbanas contiene óxidos de nitrógeno, componentes del *smog*. La palabra *smog* es sinónimo de contaminación atmosférica en ambientes urbanos. Con frecuencia, las reacciones químicas se llevan a cabo como parte de un *proceso fotoquímico*. El monóxido de nitrógeno (NO) se oxida en el aire, o en los motores de automóvil, y produce dióxido de nitrógeno (NO_2). En presencia de la luz,

$$NO_2 \xrightarrow{\text{luz}} NO + O$$

Además de los óxidos de nitrógeno, el quemado de los combustibles fósiles desprende CO_2, CO y óxidos de azufre. La combustión incompleta desprende hidrocarburos sin quemar o parcialmente quemados.

Continuamente se trata de descubrir, comprender y controlar las emisiones que contribuyen a este tipo de contaminación atmosférica. Es un problema que cada uno de nosotros enfrenta, mirando hacia el futuro, si deseamos que la vida continúe tal como la conocemos en nuestro planeta.

Repaso de conceptos

1. Describe los principales postulados de la teoría cinético-molecular.
2. Calcula la rapidez relativa de efusión de dos gases de masa molar conocida.
3. Dibuja y explica el funcionamiento de un barómetro de mercurio.
4. Cita dos factores que determinan la presión de un gas en un recipiente de volumen fijo.
5. Enuncia las leyes de Boyle, Charles y Gay-Lussac. Úsalas para resolver problemas.
6. Enuncia la ley combinada de los gases. Explica cuándo se usa.
7. Aplica la ley de Dalton, de las presiones parciales, y la ley combinada de los gases para determinar el volumen seco, en condiciones normales, de un gas que se almacena sobre agua.
8. Enuncia la ley de Avogadro.
9. Describe la relación entre mol, masa y volumen de los gases.
10. Determina la densidad de cualquier gas en condiciones normales.
11. Determina la masa molar de un gas a partir de su densidad a presión y temperatura conocidas.
12. Resuelve problemas donde intervenga la ecuación del gas ideal.
13. Realiza cálculos estequiométricos de mol a volumen, masa a volumen y volumen a volumen, a partir de ecuaciones químicas balanceadas.
14. Cita dos razones por las que el comportamiento de los gases reales se puede apartar del predicho para un gas ideal.

Palabras clave

Los términos que se citan a continuación se definieron a lo largo de este capítulo. Después de cada uno aparece el número de sección donde se explica. En el glosario encontrarás definiciones más detalladas.

alótropo (12.17)
barómetro (12.3)
cero absoluto (12.6)
condiciones normales (12.8)
difusión (12.2)
ecuación del gas ideal (12.14)
efusión (12.2)
gas ideal (12.2)
ley de Avogadro (12.11)
ley de Boyle (12.5)
ley de Charles (12.6)
ley de Dalton, de las presiones parciales (12.10)
ley de Gay-Lussac (12.7)
ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (12.11)
ley de Henry (QEA)
ley de la efusión de Graham (12.2)
1 (una) atmósfera (12.3)
ley de Henry (QEA)

presión (12.3)
presión atmosférica (13.3)
presión parcial (12.10)
temperatura y presión normales (12.8)
teoría cinético-molecular (12.2)
volúmen molar (12.12)

Preguntas

Las preguntas se refieren a las tablas, figuras, palabras clave y conceptos que se definieron en el capítulo. Las preguntas o ejercicios más difíciles se indican con un asterisco.

1. ¿Qué pruebas se emplean para demostrar la difusión en la figura 12.1? Si en los dos matraces hubiera H_2 y O_2, ¿cómo podrías demostrar que se ha llevado a cabo la difusión?
2. ¿Cómo es la presión del aire dentro del globo que se muestra en la figura 12.2 en comparación con la presión del aire fuera de él? Explica tu respuesta.
3. Según la tabla 12.1, ¿cuáles son los dos gases que forman principalmente al aire seco?
4. ¿Cómo es la presión representada por 1 torr en comparación con la representada por 1 mm Hg? consulta la tabla 12.2.
5. ¿En cuál recipiente de los de la figura 12.5 se mueven con más rapidez las moléculas de gas? Supón que ambos gases son hidrógeno.
6. En la figura 12.6, ¿qué presión de gas corresponde a un volumen de 4 L?
7. ¿Cómo respaldan la ley de Boyle los datos de la figura 12.6?
8. ¿Qué efecto observarías en la figura 12.9 si T_2 fuera menor que T_1?
9. En el diagrama de la figura 12.11, la presión del oxígeno con vapor de agua dentro de la botella, ¿es menor, igual o mayor que la presión atmosférica fuera de la botella? Explica tu respuesta.
10. Cita cinco gases de la tabla 12.3 que sean más densos que el aire. Explica en qué basaste tu elección.
11. ¿Cuáles son las hipótesis básicas de la teoría cinético-molecular?
12. Ordena los siguientes gases, todos a la temperatura normal, por velocidades moleculares relativas crecientes: H_2, CH_4, Rn, N_2, F_2, He. ¿Cuál fue el criterio para determinar el orden?
13. Haz una lista, en orden descendente, de las energías cinéticas promedio de las moléculas que se dan en la pregunta 12.
14. ¿Cuáles son los cuatro parámetros para describir el comportamiento de un gas?
15. ¿Cuáles son las características de un gas ideal?
16. ¿Bajo qué condiciones de temperatura, alta o baja, es menos probable que un gas presente comportamiento ideal? Explica tu respuesta.
17. ¿Bajo qué condiciones de presión, alta o baja, es menos probable que un gas presente comportamiento ideal? Explica tu respuesta.
18. Compara, a la misma temperatura y presión, volúmenes iguales de H_2 y O_2 en:
    a) cantidad de moléculas
    b) masa
    c) cantidade de moles
    d) energía cinética promedio de las moléculas
    e) rapidez de efusión
    f) densidad
19. ¿Cómo explica la teoría cinético-molecular el comportamiento de los gases descrito por
    a) la ley de Boyle?
    b) la ley de Charles?
    c) la ley de Dalton, de las presiones parciales?
20. Explica por qué la reacción
    $N_2(g) + O_2(g) \xrightarrow{\Delta} 2\ NO(g)$ demuestra que el nitrógeno y el oxígeno tienen moléculas diatómicas.
21. ¿Cuál es la razón para tomar las condiciones normales como punto de referencia en los gases?
22. La conversión de oxígeno a ozono, ¿es reacción exotérmica o endotérmica? ¿Cómo lo sabes?
23. Escribe las fórmulas de un átomo de oxígeno, una molécula de oxígeno y una molécula de ozono. ¿Cuántos electrones hay en una molécula de oxígeno?
24. Cuando se mantiene constante la presión, ¿qué efecto tiene calentar una mol de N_2 sobre
    a) su densidad?
    b) su masa?
    c) la energía cinética promedio de sus moléculas?
    d) la velocidad promedio de sus moléculas?
    e) la cantidad de moléculas de N_2 en esa muestra?
25. Enuncia la ley de Henry e indica la importancia que tiene para un buzo sin escafandra.
26. Suponiendo comportamiento de gas ideal, ¿cuáles de las afirmaciones siguientes son correctas? Trata de resolver los ejercicios sin consultar el texto. Vuelve a redactar las incorrectas para que sean válidas.
    a) La presión ejercida por un gas a volumen constante es independiente de la temperatura del gas.
    b) A temperatura constante, al aumentar la presión sobre una muestra de gas el volumen de ésta disminuirá.
    c) A presión constante, el volumen de un gas es inversamente proporcional a su temperatura absoluta.

d) A temperatura constante, si se duplica la presión sobre una muestra de gas, el volumen de ésta disminuirá a la mitad de su volumen original.
e) Al comprimir un gas a temperatura constante su densidad y su masa aumentarán.
f) Volúmenes iguales de CO_2 y CH_4 gaseosos, a la misma temperatura y presión, contienen
  1) la misma cantidad de moléculas
  2) la misma masa
  3) la misma densidad
  4) la misma cantidad de moles
  5) la misma cantidad de átomos
g) A temperatura constante, la energía cinética promedio de las moléculas de O_2, a 200 atm de presión, es mayor que la de moléculas de O_2 a 100 atm de presión.
h) Según la ley de Charles, el volumen de un gas llega a cero en -273 °C.
i) Un litro de O_2 gaseoso en condiciones normales tiene la misma masa que 1 L de O_2 gaseoso a 273 °C y 2 atm de presión.
j) El volumen ocupado por un gas sólo depende de su temperatura y su presión.
k) En una mezcla que contiene moléculas de O_2 y de N_2, las moléculas de O_2, en promedio, se mueven con mayor rapidez que las de N_2
l) $PV = k$ es un enunciado de la ley de Charles.
m) Si la temperatura de una muestra gaseosa aumenta de 25 a 50 °C, el volumen del gas aumenta 100%.
n) Una mole de cloro, Cl_2, a 20 °C y 600 torr de presión, contiene 6.022×10^{23} moléculas.
o) Una mol de H_2 más 1 mol de O_2 en un recipiente de 11.2 L ejercen una presión de 4 atm a 0 °C.
p) Cuando la presión sobre una muestra de gas baja a la mitad, manteniendo constante la temperatura, la densidad del gas también baja a la mitad.
q) Cuando la temperatura de una muestra de gas aumenta, a presión constante, la densidad del gas disminuye.
r) Según la ecuación

$$2\ KClO_3(s) \xrightarrow{\Delta} 2\ KCl(s) + 3\ O_2(g)$$

1 mol de $KClO_3$ producirá 67.2 L de O_2 en condiciones normales
s) $PV = nRT$ es un enunciado de la ley de Avogadro.
t) Las condiciones normales son 1 atm y 0 °C.

Ejercicios relacionados

Los siguientes ejercicios están relacionados uno a uno. A cada ejercicio con número impar sigue uno semejante con número par. Las respuestas a los ejercicios con número par aparecen en el apéndice V.

Unidades de presión

27. El barómetro indica 715 mm Hg. Calcula la presión correspondiente en
  a) atmósferas
  b) pulgadas de Hg
  c) $lb/pulg^2$

28. El barómetro indica 715 mm Hg. Calcula la presión correspondiente en
  a) torr
  b) milibarias
  c) kilopascales

29. Expresa las presiones siguientes en atmósferas:
  (a) 28 mm Hg
  (b) 6000. cm Hg
  (c) 795 torr
  (d) 5.00 kPa

30. Expresa las presiones siguientes en atmósferas:
  (a) 62 mm Hg
  (b) 4250. cm Hg
  (c) 225 torr
  (d) 0.67 kPa

Ley de Boyle y ley de Charles

31. Un gas ocupa un volumen de 400. mL a 500. mm Hg. ¿Cuál será su volumen, a temperatura constante, si la presión cambia a a) 760 mm Hg? b) 250 torr?

32. Un gas ocupa 400 mL de volumen a 500 mm Hg. ¿Cuál será su volumen, a temperatura constante, si la presión cambia a a) 2.00 atm? b) 325 torr?

33. Una muestra de 500. mL de un gas está a 640 mm Hg de presión. ¿Cuál debe ser la presión, a la misma temperatura, si el volumen cambia a 855 mL?

34. Una muestra de 500. mL de un gas está a 640. mm de Hg de presión. ¿Cuál debe ser la presión, a la misma temperatura, si el volumen cambia a 450. mL?

35. Se tienen 6.00 L de N_2 gaseoso a - 25 °C. ¿Qué volumen ocupará a a) 0.0 °C? b) 100 K? Supón que la presión es constante.

36. Se tienen 6.00 L de N_2 gaseoso a -25 °C. ¿Qué volumen ocupará a a) 0.0 °F? b) 345. K? Supón que la presión es constante.

Leyes combinadas de los gases

37. Un gas ocupa 410 mL a 27 °C y 740 mm Hg. Calcula el volumen que ocuparía en condiciones normales.

38. Un gas ocupa un volumen de 410 mL a 27 °C y 740 mm Hg. Calcula el volumen que ocuparía a 250. °C y 680 mm Hg.

39. Un globo inflable contiene 1400. L de He a 0.950 atm y 18 °C. A 22 millas de altitud (temperatura 2.0 °C y 4.0 torr de presión), ¿cuál será el volumen del globo?

40. Un gas ocupa 22.4 L a 2.50 atm y 27 °C. ¿Cuál será su volumen a 1.50 atm y - 5.00 °C?

Ley de Dalton de las presiones parciales

41. ¿Cuál sería la presión parcial del N_2 gaseoso colectado en agua a 20 °C y 720. torr? (La presión del vapor de agua está en el apéndice II).

42. ¿Cuál sería la presión parcial del N_2 gaseoso colectado en agua, a 25 °C y 705. torr? (La presión del vapor de agua está en el apéndice II).

43. Una mezcla contiene H_2 a 600. torr de presión, N_2 a 200. torr y O_2 a 300. torr. ¿Cuál es la presión total de los gases en el sistema?

44. Una mezcla contiene H_2 a 325. torr de presión, N_2 a 475. torr y O_2 a 650. torr. ¿Cuál es la presión total de los gases en el sistema?

45. Una muestra de gas metano, CH_4, se colectó en agua a 25 °C y 720. torr. El volumen del gas húmedo es de 2.50 L. ¿Cuál será el volumen del metano seco a presión normal?

46. Una muestra de propano gaseoso, C_3H_8, se colectó en agua a 22.5 °C y 745 torr. El volumen del gas húmedo es de 1.25 L. ¿Cuál será el volumen del propano seco a presión normal?

Relaciones mol-masa-volumen

47. ¿Qué volumen ocuparán 2.5 mol de Cl_2 en condiciones normales?

48. ¿Qué volumen ocuparán 1.25 mol de N_2 en condiciones normales?

49. ¿Cuántos gramos de CO_2 hay en 2500 mL de CO_2 en condiciones normales?

50. ¿Cuántos gramos de NH_3 hay en 1.75 L de NH_3 en condiciones normales?

51. ¿Qué volumen, en condiciones normales, ocupará cada uno de los gases siguientes?
- **a)** 1.0 mol de NO_2
- **b)** 17.05 g de NO_2
- **c)** 1.20×10^{24} moléculas de NO_2

52. ¿Qué volumen, en condiciones normales, ocupará cada una de las muestras siguientes?
- **a)** 0.50 mol de H_2S
- **b)** 22.41 g de H_2S
- **c)** 8.55×10^{23} moléculas de H_2S

53. ¿Cuántas moléculas de NH_3 gaseoso hay dentro de un matraz de 1.00 L en condiciones normales?

54. ¿Cuántas moléculas de CH_4 gaseoso hay dentro de un matraz de 1.00 L en condiciones normales?

Densidad de los gases

55. Calcula la densidad de los gases siguientes, en condiciones normales.
- **(a)** Kr
- **(b)** SO_3

56. Calcula la densidad de los gases siguientes, en condiciones normales.
- **(a)** He
- **(b)** C_4H_8

57. Calcula la densidad de:
- **a)** F_2 gaseoso en condiciones normales
- **b)** F_2 gaseoso a 27 °C y 1.00 atm

58. Calcula la densidad de:
- **a)** Cl_2 gaseoso en condiciones normales
- **b)** Cl_2 gaseoso a 22 °C y 0.500 atm

Ecuación del gas ideal y estequiometría

59. A 27 °C y 750 torr, ¿cuál será el volumen de 2.3 mol de Ne?

60. A 25 °C y 725 torr, ¿cuál será el volumen de 0.75 mol de Kr?

61. ¿Qué volumen ocupará, en condiciones normales, una mezcla de 5.00 mol de H_2 y 0.500 mol de CO_2?

62. ¿Qué volumen ocupará, en condiciones normales, una mezcla de 2.50 mol de N_2 y 0.750 mol de HCl?

63. Dada la ecuación:
$4NH_3(g) + 5\,O_2(g) \longrightarrow 4\,NO(g) + 6\,H_2O(g)$
a) ¿Cuántas moles de NH_3 se requieren para producir 5.5 moles de NO?
b) ¿Cuántos litros de NO se pueden obtener a partir de 12 L de O_2 y 10.L de NH_3 en condiciones normales?
c) A presión y temperatura constantes, ¿cuál es el volumen máximo, en litros, de NO que se puede preparar con 3.0 L de NH_3 y 3.0 L de O_2?

65. Dada la ecuación:
$4\,FeS(s) + 7\,O_2(g) \longrightarrow 2\,Fe_2O_3(s) + 4\,SO_2(g)$
¿cuántos litros de O_2, medidos en condiciones normales, reaccionarán con 0.600 kg de FeS?

64. Dada la ecuación:
$1\,NH_3(g) + 5\,O_2(g) \longrightarrow 4\,NO(g) + 6\,H_2O(g)$.
a) ¿Cuántas moles de NH_3 reaccionarán con 7.0 mol de O_2?
b) A presión y temperatura constantes, ¿cuántos litros de NO se pueden preparar con 800. mL de O_2?
c) ¿Cuántos gramos de O_2 deben reaccionar para producir 60. L de NO, medidos en condiciones normales?

66. Dada la reacción
$4\,FeS(s) + 7\,O_2(g) \longrightarrow 2\,Fe_2O_3(s) + 4\,SO_2(g)$,
¿cuántos litros de SO_2, medidos en condiciones normales, se producirán con 0.600 kg de FeS?

Ejercicios adicionales

Los siguientes ejercicios no están relacionados ni agrupados por temas; son para que adquieras más práctica en la aplicación de los conceptos descritos en este capítulo.

67. Traza una gráfica que muestre cada una de las relaciones siguientes:
a) *P* en función de *V* a temperatura y cantidad de moles constantes
b) *T* en función de *V* a presión y cantidad de moles constantes
c) *T* en función de *P* a volumen y cantidad de moles constantes
d) *n* en función de *V* a temperatura y presión constantes

68. ¿Por qué es peligroso incinerar una lata de aerosol?

69. ¿Qué volumen ocupa 1 mol de gas ideal en condiciones normales?

70. ¿Cuál de las muestras siguientes ocupa el mayor volumen, si se apegara a la ecuación del gas perfecto?
a) 0.2 mol de cloro gaseoso a 48 °C y 80 cm Hg
b) 4.2 g de amoníaco a 0.65 atm y -112 °C
c) 21 g de trióxido de azufre a temperatura ambiente y 110 kPa

71. ¿Cuál de los gases siguientes tiene la mayor densidad?
a) SF_6 en condiciones normales
b) C_2H_6 a temperatura y presión ambientes
c) He a -80 °C y 2.15 atm

72. Un químico llevó a cabo una reacción química que le produjo un gas. Encontró que el gas contenía 80.0% de carbono y 20.0% de hidrógeno. También observó que 1500 mL del gas, en condiciones normales, tienen 2.01 g de masa.
a) ¿Cuál es la fórmula empírica del gas?
b) ¿Cuál es la fórmula molecular del gas?
c) ¿Cuál es la estructura de Lewis de este compuesto?

***73.** Se agregaron tres gases al mismo recipiente de 2.0 L. La presión total de los gases fue 790 torr a temperatura ambiente (25.0 °C). Si la mezcla contenía 0.65 g de oxígeno, 0.58 g de dióxido de carbono y una cantidad desconocida de nitrógeno, determina:
a) la cantidad total de moles de gas en el recipiente
b) los gramos de nitrógeno en el recipiente
c) la presión parcial de cada gas en la mezcla

***74.** Cuando reaccionan el monóxido de carbono y el oxígeno se forma dióxido de carbono. Si se mezclan 500. mL de O_2, a 1.8 atm y 15 °C, con 500. mL de CO, a 800 mm Hg y 60 °C, ¿cuántos mililitros de CO_2, en condiciones normales, se pueden obtener?

75. Uno de los métodos para estimar la temperatura en el centro del Sol se basa en la ecuación del gas ideal. Si se supone que el centro es una mezcla de gases cuya masa molar promedio es 2.0 g/mol, y que la densidad y la presión son 1.4 g/cm^3 y 1.3 x 10^9 atm, respectivamente, calcula la temperatura.

76. Un balón de fútbol soccer tiene 2.24 L y su volumen es constante. Se infla con aire a 13 lb/pulg^2 de presión manométrica y a 20.0 °C. La masa molar del aire es, aproximadamente, de 29 g/mol.
a) ¿Cuántas moles de aire hay en el balón?
b) ¿Qué masa de aire hay en el balón?
c) Durante el juego, la temperatura aumenta a 30.0 °C. ¿Qué masa de aire debe dejarse escapar para que la presión manométrica regrese a su valor inicial?

77. Un globo explota cuando su volumen llega a 2.00 L. Si se llena parcialmente a 20.0 °C y 65. cm Hg, y ocupa 1.75 L en esas condicones, ¿a qué temperatura explotará si la presión es exactamente 1 atm cuando se rompe?

78. A temperatura constante, ¿qué presión se necesitaría para comprimir 2500 L de hidrógeno gaseoso a 1.0 atm de presión para hacerlo entrar en un tanque de 25 L?

79. Dada una muestra de gas a 27 °C, ¿a qué temperatura se duplicaría su volumen, si la presión permaneciera constante?

80. Una muestra de gas a 22 °C y 740 torr se calienta hasta que su volumen se duplica. ¿Qué presión restauraría el volumen original de la muestra?

81. Un gas ocupa 250 mL a 700. torr y 22 °C. Cuando la presión cambia a 500 torr, ¿qué temperatura, en °C, se necesita para mantener el mismo volumen?

82. El hidrógeno almacenado en un cilindro metálico tiene 252 atm de presión, a 25 °C. ¿Cuál será la presión en el cilindro después de introducirlo en nitrógeno líquido a -196 °C?

83. Los neumáticos de un automóvil se inflaron con aire a 30. psi, a 71 °F. Al correr a grandes velocidades, esos neumáticos se calientan. Tienen una presión de estallamiento de 44 psi. ¿A qué temperatura, en °F, se reventarán los neumáticos? La presión atmosférica es 1 atm (14.7 psi).

84. 5.30 L de H_2 en condiciones normales, ¿qué volumen ocuparían a 70 °C y 830 torr?

85. Una muestra tiene 800. mL de gas en condiciones normales. ¿Qué presión ejercerá el gas cuando su volumen sea 250. mL a 30 °C?

86. ¿Cuántas moléculas de gas hay en 600. mL de N_2O a 40 °C y 400 torr? ¿Cuántos átomos hay? ¿Cuál sería el volumen de la muestra en condiciones normales?

87. Se introducen 5.00 L de CO_2 a 500. torr y 3.00 L de CH_4 a 400. torr, todos en un recipiente de 10.0 L. ¿Cuál es la presión ejercida por los gases en el recipiente?

88. Un cilindro de acero contiene 60.0 mol de H_2 a 1500 lb/pulg^2.
   a) ¿Cuántas moles de H_2 hay en el cilindro cuando la presión es de 850 lb/pulg^2?
   b) ¿Cuántos gramos de H_2 había inicialmente en el cilindro?

89. En condiciones normales, 560 mL de un gas tienen 1.08 g de masa. ¿Cuál es la masa molar del gas?

*90. ¿Cuántas moles de Cl_2 hay en un metro cúbico (1.00 m^3) de Cl_2 gaseoso en condiciones normales?

91. La densidad de un gas es 1.78 g/L en condiciones normales. ¿Cuál es su masa molar?

*92. ¿A qué temperatura, en °C, la densidad del metano (CH_4) será 1.0 g/L a 1.0 atm de presión?

93. Con la ecuación del gas ideal, $PV = nRT$, calcula:
   a) el volumen de 0.510 mol de H_2 a 47 °C y 1.6 atm
   b) la cantidad de gramos en 16.0 L de CH_4 a 27 °C y 600. torr
   ***c)** la densidad del CO_2 a 4.00 atm y -20.0 °C
   ***d)** la masa molar de un gas que tiene 2.58 g/L de densidad a 27 °C y 1.00 atm

94. ¿Cuál es la masa molar de un gas si 1.15 g ocupa 0.215 L a 0.813 atm y 30.0 °C?

95. ¿Cuál es la temperatura Kelvin de un sistema en el que 4.50 mol de un gas ocupan 0.250 L a 4.15 atm?

96. ¿Cuántas moles de N_2 gaseoso ocupan 5.20 L a 250 K y 0.500 atm?

97. ¿Qué volumen de hidrógeno, en condiciones normales, se puede producir al hacer reaccionar 8.30 mol de Al con ácido sulfúrico? La ecuación es
   $2\,Al(s) + 3\,H_2SO_4(ac) \longrightarrow Al_2(SO_4)_3(ac) + 3\,H_2(g)$.

*98. El acetileno, C_2H_2, reacciona con el fluoruro de hidrógeno, HF, y se produce difluoroetano:
   $C_2H_2(g) + 2\,HF(g) \longrightarrow C_2H_4F_2(g)$
   Cuando se hacen reaccionar 1.0 mol de C_2H_2 con 5.0 mol de HF en un recipiente de 10.0 L, ¿cuál es la presión en el matraz, a 0°C, cuando la reacción se termina?

99. ¿Cuáles son las velocidades relativas de efusión del N_2 y del He?

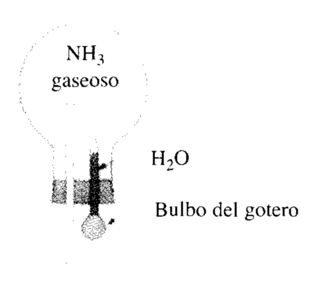
*100. **a)** ¿Cuáles son las velocidades relativas de efusión del CH_4 y del He?
   b) Si se introducen esos dos gases al mismo tiempo en los extremos opuestos de un tubo de 100. cm y se dejan difundirse entre sí, ¿a qué distancia del extremo del helio se encontrarán las moléculas de los dos gases?

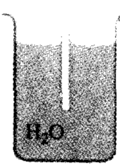
*101. Un gas tiene la composición gravimétrica porcentual de 85.7% de carbono y 14.3% de hidrógeno. En condiciones normales, su densidad es de 2.50 g/L. ¿Cuál es su fórmula molecular?

*102 Supón que la reacción
   $2\,CO(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\,CO_2(g)$
   se lleva a cabo hasta su terminación. Cuando reaccionan 10. moles de Co y 8.0 moles de O_2 en un recipiente cerrado de 10. L,
   a) ¿cuántas moles de CO, O_2 y CO_2 hay al final de la reacción?
   b) ¿cuál será la presión total en el recipiente, a 0 °C?

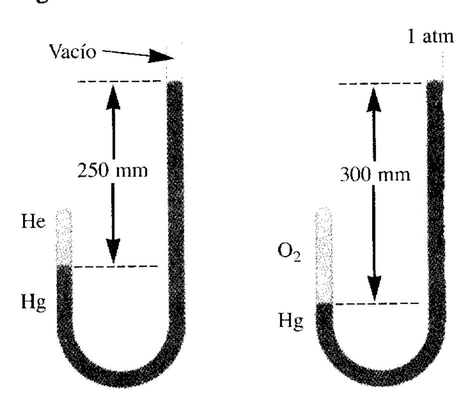
*103. 250 mL de O_2, medidos en condiciones normales, se obtuvieron por descomposición del $KClO_3$ y se produjo 1.20 g de una mezcla de KCl y $KClO_3$:
   $2\,KClO_3(s) \longrightarrow 2\,KCl(s) + 3\,O_2(g)$
   ¿Cuál es el porcentaje, en masa, de $KClO_3$ en la mezcla?

*104. Examina el aparato de abajo. Cuando se agrega una cantidad pequeña de agua al matraz lleno de amoníaco gaseoso (oprimiendo el bulbo del gotero), el agua del vaso llena el matraz pasando por el tubo largo de vidrio. Explica este fenómeno. Recuerda que el amoniaco se disuelve en agua.





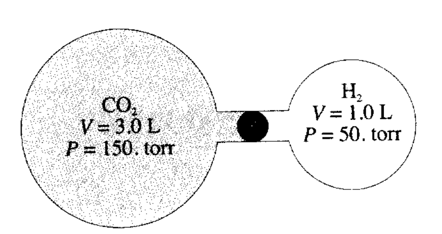
***105.** Determina la presión del gas en cada una de las figuras siguientes:



***106.** Observa el arreglo de gases que se muestra en la figura siguiente. Si se abre la válvula entre los gases y se mantiene constante la temperatura:

a) determina la presión de cada gas

b) determina la presión total del sistema



***107.** La densidad del aire, en condiciones normales, es 1.29 g/L. Calcula la densidad en la cima de una montaña, donde la presión es 450 torr y la temperatura es de 17 °C.

***108.** Un recinto mide 16 x 12 x 12 pies. Si la temperatura en ese recinto cambia de 27 °C a -3 °C y la presión permanece constante, ¿entraría o saldría aire, y qué volumen?

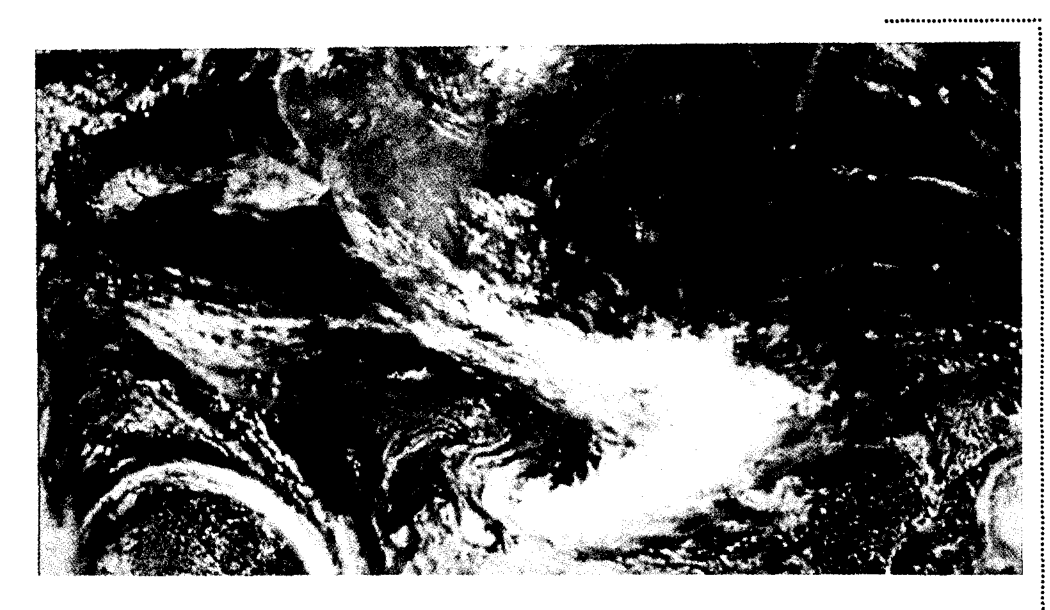
***109.** Un cilindro de acero contenía 50.0 L de oxígeno gaseoso a 40.0 atm y 25 °C. ¿Cuál era la presión en el cilindro, durante un incendio del almacén, que causó un aumento de la temperatura de 152 °C? (¡Ten cuidado!)

Respuestas a los ejercicios de práctica

12.1 (a) 851 torr, (b) 851 mm Hg
12.2 0.596 atm
12.3 4.92 L
12.4 762 torr
12.5 84.7 L
12.6 861 K (588 °C)
12.7 518 mL
12.8 1.4×10^2 g/mol
12.9 0.89 g/L
12.10 0.953 mol
12.11 128 g/mol
12.12 1.56 L O_2
12.13 75.0 L O_2, 45.0 L CO_2, 60.0 L H_2O

Capítulo 13

El agua y las propiedades de los líquidos



El agua de nuestro planeta Tierra, vista desde una nave Apolo.

El planeta Tierra, esa magnífica esfera azul que nos gusta tanto cuando la vemos fotografiada desde el espacio, es espectacular. Más del 75% de ella está cubierta de agua. Nacimos del agua, la bebemos, nos bañamos en ella, cocinamos con ella, gozamos de la belleza de las cascadas, las cataratas y los arcoiris y nos atemorizamos ante la majestad de los *icebergs*. El agua sostiene y permite la vida.

En química, el agua es el medio de muchísimas reacciones. La forma de la molécula del agua es la base de los puentes de hidrógeno. Esos puentes determinan las propiedades y reacciones exclusivas del agua. La diminuta molécula de agua contiene las respuestas a muchos de los misterios de las reacciones químicas.

13.1 Líquidos y sólidos

En el capítulo anterior, vimos que un gas es una sustancia que contiene partículas muy alejadas e independientes entre sí y que siguen un movimiento aleatorio y rápido. La teoría cinético-molecular, junto con la ecuación del gas ideal, resume el comportamiento de la mayor parte de los gases a temperaturas relativamente altas y a presiones bajas.

Naturalmente, los sólidos son muy distintos de los gases. Las partículas que forman un sólido son muy cercanas entre sí; el sólido tiene densidad elevada, casi no se comprime y mantiene su forma independiente de la de su recipiente. Esas características se deben a las

grandes fuerzas de atracción entre sus partículas. El modelo de los sólidos es muy diferente al de los gases.

Por otra parte, los líquidos están en un lugar intermedio entre los extremos de gases y sólidos. Un líquido está formado por partículas cercanas entre sí, es esencialmente incompresible y tiene volumen definido. Estas propiedades son muy semejantes a las de los sólidos. Pero, también, un líquido toma la forma de su recipiente, lo cual se parece más al modelo de un gas.

Aunque los líquidos y los sólidos muestran propiedades parecidas, son completamente distintos de los gases. No hay relación matemática sencilla, como la ecuación del gas ideal, que represente bien el comportamiento de los líquidos o de los sólidos. En lugar de ello, sus modelos se relacionan directamente con las fuerzas de atracción entre moléculas. Con esta perspectiva general en mente, a continuación describiremos algunas de las propiedades específicas de los líquidos.

13.2 Evaporación

Cuando se dejan reposar al aire vasos de precipitados con agua, éter etílico y alcohol etílico sin cubrirlos, su volumen desciende gradualmente. El proceso que produce este cambio se llama evaporación.

En el estado líquido existen fuerzas de atracción entre las moléculas. Sin embargo, no todas las moléculas tienen la misma energía cinética. Las moléculas con mayor energía cinética que el promedio pueden superar las fuerzas de atracción y salir de la superficie del líquido, transformándose en un gas. La **evaporación** o **vaporización** es el escape de moléculas del estado líquido al estado de gas o vapor.

evaporación

vaporización

En la evaporación, las moléculas que tienen una energía cinética mayor que el promedio escapan de un líquido, dejándolo más frío que antes de salir de él. Por este motivo, la evaporación del sudor es uno de los métodos que tiene el organismo humano para refrescarse a sí mismo y mantener constante su temperatura. Cuando otros líquidos volátiles se atomizan sobre la piel, como el cloruro de etilo, C_2H_5Cl, se evaporan con rapidez y enfrían la zona por haberle quitado calor. El efecto insensibilizante que produce la evaporación del cloruro de etilo es lo que permite su uso como anestésico local para cirugía menor.

Hay sólidos, como el yodo, el alcanfor, la naftalina y hasta el hielo aunque en menor grado que pasan directamente del estado sólido al gaseoso, sin pasar por el estado líquido. Este cambio es una forma de evaporación cuyo nombre es **sublimación:**

sublimación

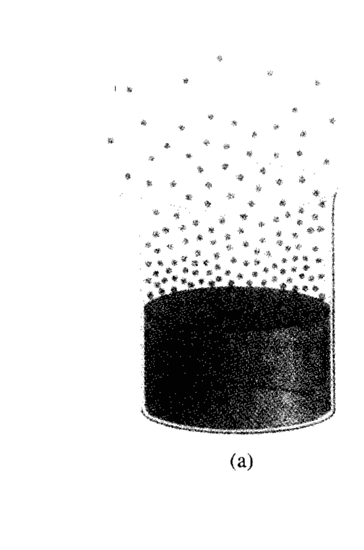
$$\text{líquido} \xrightarrow{\text{evaporación}} \text{vapor}$$

$$\text{sólido} \xrightarrow{\text{condensación}} \text{vapor}$$

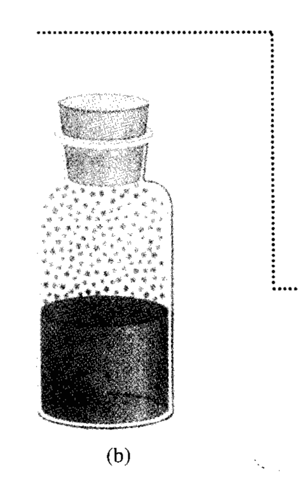
13.3 Presión de vapor

Cuando un líquido se evapora en un sistema cerrado, como se muestra en la figura 1, parte b), algunas de las moléculas en estado de vapor o gaseoso llegan a la superficie y regresan al estado líquido mediante el proceso de **condensación.** La tasa de condensación aumenta hasta que es igual a la de evaporación. En este punto, se dice que el espacio sobre el líquido está saturado con vapor, y se establece un equilibrio o estado estable entre el líquido y el vapor. La ecuación de equilibrio es

condensación



(a)



(b)

Figura 13.1
a) Las moléculas en un vaso abierto se evaporan del líquido y se dispersan en la atmósfera. La evaporación prosigue hasta que todo el líquido se haya consumido. b) Las moléculas que dejan el líquido quedan confinadas en un espacio limitado. Con el tiempo, su concentración en la fase gaseosa aumentará hasta que se haya establecido un equilibrio entre líquido y vapor.

$$\text{líquido} \underset{\text{condensación}}{\overset{\text{vaporización}}{\rightleftarrows}} \text{vapor}$$

Este equilibrio es dinámico; los dos procesos, vaporización y condensación, se siguen efectuando, aunque uno no puede ver ni medir cambio alguno. La cantidad de moléculas que salen del líquido en determinado intervalo de tiempo es igual a la cantidad de moléculas que regresan a él.

presión de vapor

En el equilibrio, las moléculas en el vapor ejercen una presión como la de cualquier otro gas. La presión que ejerce un vapor en equilibrio con su líquido se llama presión de vapor del líquido. Podemos imaginar que la **presión de vapor** es una medida de la tendencia de escape de las moléculas, del estado líquido al estado vapor. La presión de vapor de un líquido es independiente de las cantidades de líquido y vapor presentes, pero aumenta cuando la temperatura aumenta. En la figura 13.2, podemos ver el equilibrio líquido-vapor y la forma de medir la presión del vapor.

Manómetro
Al vacío
Hg
17.5 torr
31.8 torr

a) Matraz evacuado

b) Se agrega agua a 20 °C

c) Equilibrio agua-vapor a 20 °C

d) Equilibrio agua-vapor a 30 °C

Figura 13.2
Medición de la presión de vapor del agua a 20°C y a 30 °C. En el matraz a) se hizo el vacío en el sistema. El manómetro de mercurio fijo al matraz indica que la presión es igual en sus dos ramas. En b) se ha agregado agua al matraz, que se comienza a evaporar y ejerce presión, como indica el manómetro. En c), cuando se establece el equilibrio, la presión en el interior del matraz permanece constante a 17.5 torr. En d), la temperatura cambia a 30 °C y se restablece el equilibrio cuando la presión del vapor es de 31.8 torr.

Cuando se colocan volúmenes iguales de agua, éter etílico y alcohol etílico en vasos separados, y se dejan evaporar a la misma temperatura, observamos que el éter se evapora con mayor rapidez que el alcohol, que a su vez se evapora con mayor rapidez que el agua. Este orden de evaporación es consistente con el hecho de que el éter tiene mayor presión de vapor, a cualquier temperatura, que el alcohol etílico o que el agua. Una de las razones de esa mayor presión de vapor es que la atracción entre las moléculas de éter es menor que entre las de alcohol o las de agua. En la tabla 13.1, vemos la comparación de las presiones de vapor de esas tres sustancias a temperaturas diversas.

TABLA 13.1 **Presiones de vapor del agua, alcohol etílico y éter etílico a diversas temperaturas**

	Presión de vapor (torr)		
Temperatura (°C)	**Agua**	**Alcohol etílico**	**Éter etílico***
0	4.6	12.2	185.3
10	9.2	23.6	291.7
20	17.5	43.9	442.2
30	31.8	78.8	647.3
40	55.3	135.3	921.3
50	92.5	222.2	1276.8
60	152.9	352.7	1729.0
70	233.7	542.5	2296.0
80	355.1	812.6	2993.6
90	525.8	1187.1	3841.0
100	760.0	1693.3	4859.4
110	1074.6	2361.3	6070.1

* Observa que la presión de vapor del éter etílico a temperaturas de 40 °C o mayores es mayor que la presión normal de 760 torr; ello indica que la sustancia tiene bajo punto de ebullición y, por consiguiente, debe almacenarse en un lugar frío, en un recipiente herméticamente sellado.

volátiles

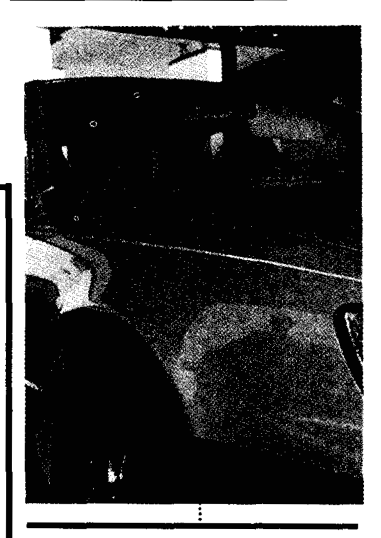
Se dice que las sustancias que se evaporan con facilidad son **volátiles.** Un líquido volátil tiene una presión de vapor relativamente alta a temperatura ambiente. El éter etílico es un líquido muy volátil, el agua no es tan volátil, y el mercurio, cuya presión de vapor es de 0.0012 torr a 20 °C, es un líquido esencialmente no volátil. La mayor parte de las sustancias que se encuentran normalmente en estado sólido es no volátil. Los sólidos que se subliman son excepcionales.

13.4 Tensión superficial

¿Has observado alguna vez al agua y al mercurio en forma de gotitas pequeñas? Estos líquidos forman gotas debido a la *tensión superficial* que tienen todos los líquidos. Una gotita de líquido forma una esfera cuando no cae ni está bajo la influencia de la gravedad, como por ejemplo, en una nave espacial. El área superficial mínima se presenta en la forma geométrica llamada esfera. Las moléculas en el seno del líquido son atraídas hacia las moléculas del líquido que las rodean. Sin embargo, en la superficie del líquido, la atracción es casi totalmente hacia adentro y tira de la superficie haciendo que adopte una forma esférica. La re-

sistencia que ofrece un líquido a un aumento de su área superficial se llama **tensión superficial** del líquido. Las sustancias que muestran grandes fuerzas de atracción entre sus moléculas tienen gran tensión superficial. El efecto de la tensión superficial del agua lo vemos en el fenómeno de flotación de una aguja sobre la superficie de agua en reposo. Otros ejemplos son el movimiento de los mosquitos por la superficie de las charcas, o la formación de gotas de agua sobre un automóvil recién encerado.

tensión superficial



Un ejemplo de la tensión superficial lo tenemos en la formación de gotas de agua sobre la superficie de un coche recién encerado.

En los líquidos también podemos apreciar el fenómeno llamado **capilaridad,** o acción capilar, que es la elevación espontánea de un líquido dentro de un tubo angosto. Esta acción es el resultado de las fuerzas de cohesión dentro del líquido y de las fuerzas de adhesión entre el líquido y las paredes del recipiente. Si las fuerzas entre el líquido y el recipiente son mayores que las que hay dentro del líquido mismo, éste subirá por las paredes del recipiente. Por ejemplo, en las secoyas de California de más de 60 metros de altura, la savia asciende por capilaridad dentro de sus vasos.

capilaridad

El menisco, en los líquidos, es otra evidencia de las fuerzas de cohesión y adhesión. Cuando un líquido se coloca en un cilindro de vidrio, su superficie forma una curva llamada **menisco** (ve la Fig. 13.3). La forma cóncava del menisco de agua demuestra que las fuerzas de adhesión entre el vidrio y el líquido son mayores que las fuerzas de cohesión dentro del líquido. En una sustancia no polar como el mercurio, el menisco es convexo, lo cual indica que las fuerzas de cohesión en el interior del mercurio son mayores que las de adhesión entre la pared de vidrio y el mercurio.

menisco

13.5 Punto de ebullición

La temperatura de ebullición de un líquido está relacionada con su presión de vapor. Hemos visto que la presión de vapor aumenta cuando la temperatura aumenta. Cuando la presión interna, o de vapor, de un líquido iguala la presión externa, el líquido hierve. (Llamamos presión externa a la presión atmosférica sobre el líquido). La temperatura de ebullición de un líquido puro permanece constante mientras no varíe la presión externa.

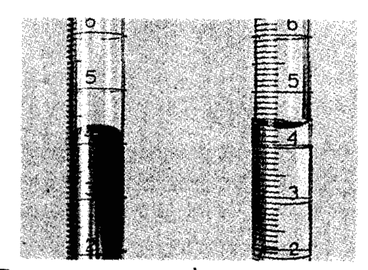


Figura 13.3
El menisco es la curva característica de la superficie de un líquido en un tubo angosto. Aquí vemos el menisco del mercurio, a la izquierda, y el del agua, a la derecha.

El punto de ebullición (p.e. o pe) del agua es de 100 °C a 1 atm de presión. La tabla 13.1 muestra que la presión de vapor de agua a 100°C es de 760 torr, número que ya hemos visto muchas veces. Lo importante en este caso es que el punto de ebullición es la temperatura a la cual la presión de vapor del agua, o de otro líquido, es igual a la presión atmosférica normal al nivel del mar. Estas relaciones nos llevan a la siguiente definición: el **punto de ebullición** es la temperatura a la cual la presión de vapor de un líquido es igual a la presión externa sobre ese líquido.

punto de ebullición

Podemos visualizar fácilmente que un líquido tiene un número infinito de puntos de ebullición. Al citar el punto de ebullición del líquido también debemos especificar la presión. Si expresamos el punto de ebullición sin mencionar la presión, se sobreentiende que se trata del **punto de ebullición normal,** a la presión normal de 760 torr. Recurriendo de nuevo a la tabla 13.1, vemos que el punto de ebullición normal del éter etílico está entre 30 °C y 40 °C, y el del alcohol etílico está entre 70 °C y 80 °C, porque, para cada uno, la presión de 760 torr queda dentro de los intervalos de temperatura mencionados. En el punto de ebullición normal, 1 g de líquido que pasa a vapor (gas) absorbe una cantidad de energía igual a su calor de vaporización, calor de evaporación o entalpia de evaporación (ve la tabla 13.2).

punto de ebullición normal

El punto de ebullición a presiones diversas se puede calcular dibujando en una gráfica los datos de la tabla 13.2, como la que se muestra en la figura 13.4, donde la temperatura es el eje horizontal, o eje x, y la presión de vapor es el eje vertical, o eje y. Las curvas que se obtienen se llaman **curvas de presión de vapor.** Cualquier punto de esas curvas repre-

curvas de presión de vapor

TABLA 13.2 **Propiedades físicas del cloruro de etilo, éter etílico, alcohol etílico y agua**

Sustancia	Punto de ebullición (°C)	Punto de fusión (°C)	Calor de vaporización, J/g (cal/g)	Calor de fusión J/g (cal/g)
Cloruro de etilo	13	– 139	387 (92.5)	—
Éter etílico	34.6	– 116	351 (83.9)	—
Alcohol etílico	78.4	– 112	855 (204.3)	104 (24.9)
Agua	100.0	0	2259 (540)	335 (180)

senta un equilibrio líquido-vapor a determinada temperatura y presión. Podemos determinar el punto de ebullición a cualquier presión trazando una recta horizontal que va desde la presión deseada hasta llegar a la curva de presión de vapor. A partir de ese punto trazamos una recta vertical y en el eje de temperaturas leemos el punto de ebullición. En la figura 13.4, vemos cuatro puntos de esos; representan los puntos de ebullición normal de las cuatro sustancias, a 760 torr de presión. Si inviertes el proceso puedes determinar a qué presión hervirá una sustancia a determinada temperatura. El punto de ebullición es una de las propiedades físicas que más se usan para caracterizar e identificar a las sustancias.

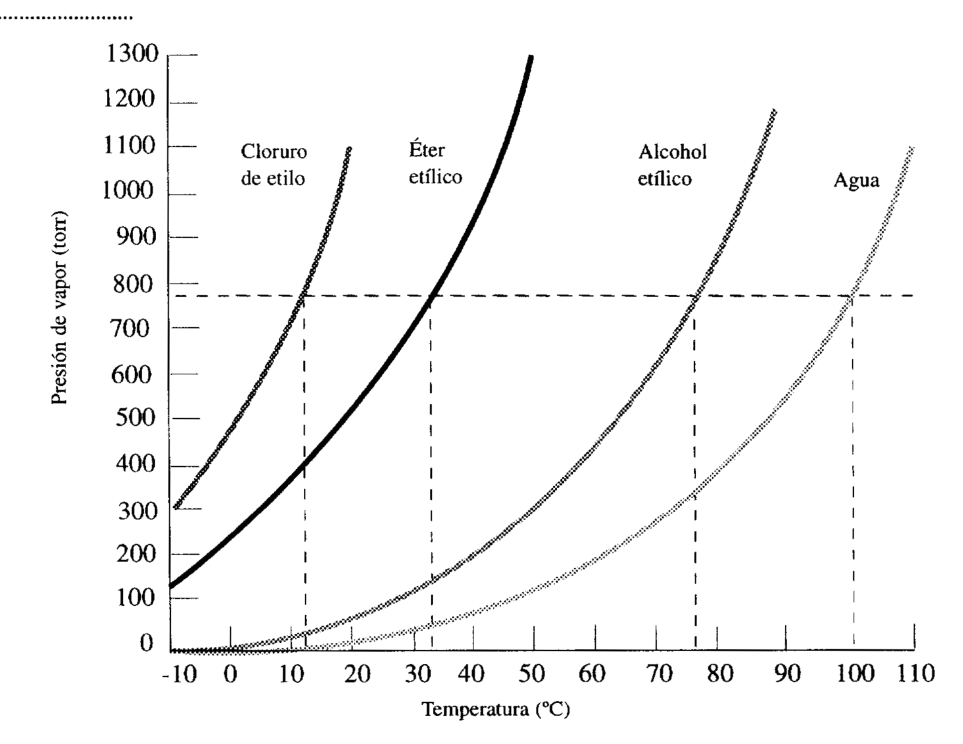


Figura 13.4
Curvas de presión de vapor en función de la temperatura, del cloruro de etilo, éter etílico, alcohol etílico y agua.

Práctica 13.1

Con la gráfica de la figura 13.4, determina los puntos de ebullición del cloruro de etilo, éter etílico, alcohol etílico y agua, a 600 torr.

Práctica 13.2

La presión atmosférica promedio en cierto lugar muy alto es de 0.83 atm. ¿Cuál es el punto de ebullición del agua en ese lugar?

13.6 Punto de congelación o punto de fusión

Al extraer calor de un líquido, éste se enfría cada vez más hasta llegar a una temperatura a la cual comienza a solidificarse. Se dice que un líquido que pasa al estado sólido se está congelando o solidificando. Cuando un sólido se calienta en forma continua, se llega a una temperatura a la cual el sólido comienza a licuarse. Se dice que un sólido que pasa al estado líquido se está fundiendo. La temperatura a la cual la fase sólida de una sustancia está en equilibrio con su fase líquida se llama **punto de congelación** o **punto de fusión** de la sustancia. La ecuación de equilibrio es

punto de congelación

punto de fusión

$$\text{sólido} \underset{\text{congelación}}{\overset{\text{fusión}}{\rightleftarrows}} \text{líquido}$$

Cuando se calienta lenta y cuidadosamente un sólido a fin de establecer y mantener un equilibrio sólido-líquido, la temperatura permanecerá constante mientras ambas fases estén presentes. La energía sólo se usa para transformar el sólido en líquido. El punto de fusión es otra propiedad física que se usa mucho para caracterizar a las sustancias.

El ejemplo más común de un equilibrio sólido-líquido es el hielo y el agua. En un sistema bien mezclado de hielo y agua, la temperatura permanece en 0 °C mientras estén presentes ambas fases. El punto de fusión cambia sólo muy poco al variar la presión, a menos que el cambio de presión sea muy grande.

13.7 Los cambios de estado

La mayor parte de los sólidos pasa por dos cambios de estado al calentarlos. Un sólido pasa a líquido en su punto de fusión y un líquido se transforma en gas en su punto de ebullición. Este proceso de calentamiento se puede representar con una gráfica llamada *curva de calentamiento*. En la figura 13.5, vemos que el hielo se calienta a tasa constante. Al pasar energía al hielo, las vibraciones dentro del mismo aumentan, y la temperatura aumenta ($A \longrightarrow B$). Al final, las moléculas comienzan a salir del hielo y se presenta la fusión ($B \longrightarrow C$). Durante el proceso de fusión, toda la energía se utiliza en romper la estructura cristalina del hielo; la temperatura permanece constante.

La energía necesaria para transformar 1 g de un sólido, en su punto de fusión, a líquido, se llama calor de fusión o entalpia de fusión. Cuando el sólido termina de fundirse, la temperatura aumenta de nuevo ($C \longrightarrow D$); la entrada de energía hace que el movimiento molecular dentro del agua aumente. A 100°C, el agua llega a su punto de ebullición y la temperatura permanece constante; mientras tanto, la energía que se agrega se utiliza en evaporar el agua, transformándola en vapor ($D \longrightarrow E$). El **calor de vaporización** o entalpia de evaporación, es la energía necesaria para transformar 1 g de líquido en vapor, a su punto de ebullición normal. Las fuerzas de atracción entre las moléculas de líquido se superan duran-

calor de vaporización

te la evaporación. A mayores temperaturas, el agua existe en forma de vapor y se sigue calentando ($E \longrightarrow F$).

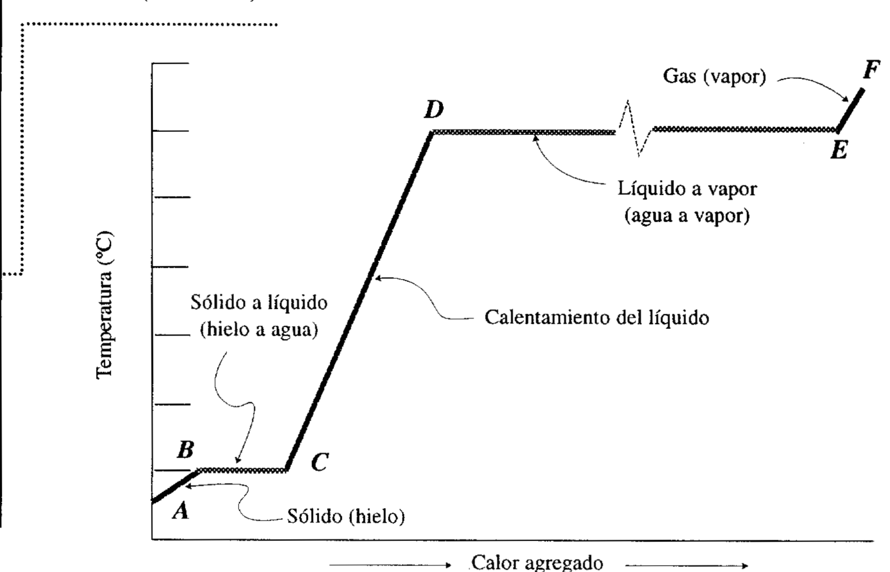
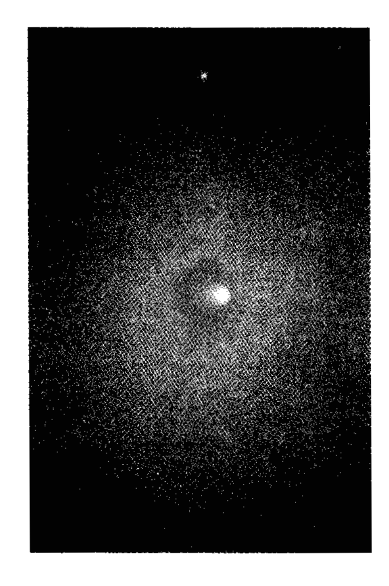


Figura 13.5
Curva de calentamiento de una sustancia pura. Representa la absorción de calor, por esa sustancia, cuando pasa del estado sólido al estado de vapor. Si usamos agua como ejemplo, el intervalo *AB* representa la fase de hielo, el intervalo *BC* la fusión de hielo para formar agua líquida; el intervalo *CD* la elevación de temperatura del agua, de 0 °C a 100 °C; el intervalo *DE* representa la ebullición del agua para formar vapor y el intervalo *EF* el calentamiento del vapor.

QUÍMICA EN ACCIÓN

La energía de los cometas

Cuando un cometa se acerca al Sol, algo del hielo de su superficie se sublima y pasa al vacío del espacio. Este vapor de agua, de rápido movimiento, arrastra al polvo del cometa y forma la característica que distingue a de los cometas: la cola y su polvoso penacho llamado coma. Los astrónomos dicen que la formación de la cola de un cometa cerca del Sol es consecuencia de la conversión rápida de hielo en vapor de agua debida al calor solar. Pero, ¿por qué puede tener cola un cometa que viaje lejos del Sol, donde no hay calor suficiente para transformar al hielo en vapor de agua? Es un misterio. ¿Cómo pueden producir tales maravillas estos cometas?



Las observaciones recientes realizadas en la Universidad de Hawaii, en Honolulú, parecen indicar que el espectáculo se debe a la liberación de monóxido de carbono. Matthew C. Senay y David Jewitt usaron dos radiotelescopios de onda corta para detectar las emisiones de gases del cometa Schwassmann-Wachmann 1. Este cometa nunca se acercó más al Sol que la distancia a Júpiter. En sus telescopios, estos astrónomos vieron que el cometa desprende una cantidad asombrosa de monóxido de carbono, el cual se sublima a la temperatura de 25 K. Al desprenderse del cometa tiene aproximadamente la misma velocidad que éste, pero se mueve, en general, hacia el Sol. Senay y Jewitt creen que el gas procede de la superficie del cometa más iluminada por el Sol. El Sol sublima al monóxido de carbono a una tasa cercana a los 2000 kg/s y produce la cola de gas que se dirige hacia el Sol.

Ejemplo 13.1

¿Cuántos joules de energía se necesitan para transformar 10.0 g de hielo a 0.00 °C en agua a 20.0 °C?

Solución

El hielo absorbe 335 J/g (calor de fusión) para pasar de sólido a 0 °C a líquido a 0 °C. Se necesitan 4.184 J/g °C (calor específico del agua) para elevar la temperatura del agua cada 1 °C.

Joules para fundir el hielo:

$$10.0\,\text{g} \times \frac{335\ \text{J}}{1\,\text{g}} = 3.35 \times 10^3\ \text{J (801 cal)}$$

Joules necesarios para calentar el agua de 0.00 °C a 20.0 °C:

$$10.0\,\text{g} \times \frac{4.184\ \text{J}}{1\,\text{g}\,°\text{C}} = \times\ 20.0\ °\text{C} = 837\ \text{J (200. cal)}$$

Por consiguiente, se requieren 3350 J + 837 J = 4.19×10^3 J (1.00×10^3 cal).

Ejemplo 13.2

¿Cuántos kilojoules de energía se requieren para transformar 20.0 g de agua a 20.°C en vapor a 100. °C?

Solución

Kilojoules necesarios para calentar al agua de 20. °C a 100.°C:

$$20.0\,\text{g} \times \frac{4.184\,\text{J}}{1\,\text{g}\,°\text{C}} \times \frac{1\ \text{kJ}}{1000\,\text{J}} \times 80.\ °\text{C} = 6.7\ \text{kJ}$$

Kilojoules necesarios para transformar el agua a 100.°C en vapor a 100.°C:

$$20.0\,\text{g} \times \frac{2.26\text{kJ}}{1\,\text{g}} = 45.2\ \text{kJ}$$

Por consiguiente, se requieren 6.7 kJ + 45.2 kJ = 51.9 kJ.

Práctica 13.3

¿Cuántos kilojoules de energía se requieren para transformar 50.0 g de alcohol etílico de líquido a 60.0 °C en vapor a 78.4 °C? El calor específico del alcohol etílico líquido es de 2.138 J/g °C.

13.8 Dónde se encuentra el agua

El agua es nuestro recurso natural más común y cubre aproximadamente el 75% de la superficie terrestre. No sólo se encuentra en los océanos y mares, en ríos, lagos y en los depósitos de hielo glacial, sino que también existe en la atmósfera, en las nubes.

Un 97% del agua que hay en la Tierra se encuentra en los océanos. Esta agua *salada* contiene inmensas cantidades de minerales disueltos, de los cuales se han identificado más de 70. Sólo cuatro de ellos, que son el cloro, el sodio, el magnesio y el bromo, se obtienen del mar a escala comercial. El agua dulce constituye el 3% restante, de la cual las dos ter-

ceras partes están aseguradas en los casquetes polares y en los glaciares. El resto del agua dulce se encuentra como agua superficial, lagos y en la atmósfera.

El agua es un componente esencial de toda materia viva y constituye el compuesto más abundante en el cuerpo humano, formando, aproximadamente, el 70% de la masa corporal total. Un 92% del plasma sanguíneo es agua; un 80% del tejido muscular es agua y un 60% de un glóbulo rojo es agua. El agua es más importante, en cierto sentido, que el alimento, porque una persona puede sobrevivir mucho más sin alimento que sin agua.

13.9 Propiedades físicas del agua

El agua es un líquido incoloro, inodoro e insípido cuyo punto de fusión es a 0 °C y el punto de ebullición es a 100 °C a 1 atm. El calor de fusión del agua es de 335 J/g (80 cal/g). El calor de vaporización del agua es de 2.26 kJ/g (540 cal/g). Los valores de los calores de fusión y evaporación del agua son altos, en comparación con los de otras sustancias. Estos valores altos indican que las fuerzas de atracción que actúan sobre las moléculas de agua deben ser grandes.

El hielo y el agua coexisten en equilibrio a 0 °C, como vemos en la figura 13.6. Cuando el hielo se funde a 0 °C, absorbe 335 J/g (80 cal/g) para pasar al estado líquido; la temperatura permanece en 0 °C. Para volver a congelar el agua, debemos sacar de ella 335 J/g (80 cal/g) del líquido a 0 °C.

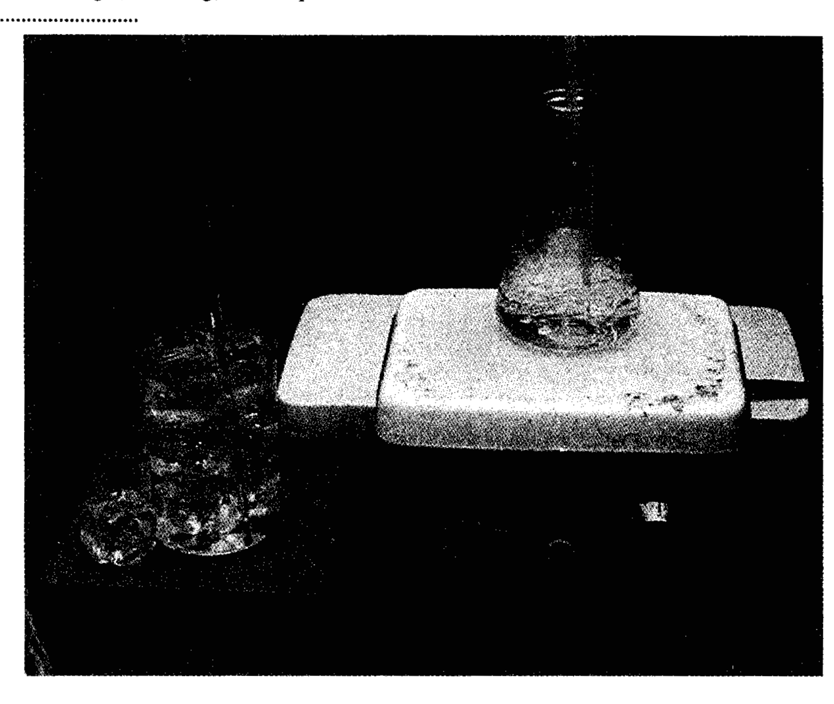


Figura 13.6
Sistemas de agua en equilibrio. En el vaso de la izquierda están en equilibrio hielo y agua, a 0 °C; en el matraz de la derecha, el agua hirviendo y el vapor están en equilibrio a 100 °C.

En la figura 13.6, vemos que tanto el agua hirviendo como el vapor tienen 100 °C de temperatura. Se necesitan 418 J (100 cal) para calentar 1 g de agua de 0 °C a 100 °C, pero el agua, en su punto de ebullición, absorbe 2.26 kJ/g (540 cal/g) para transformarse en vapor. Aunque el agua hirviente y el vapor están a la misma temperatura, el vapor contiene mucho más calor por gramo, por lo que puede ocasionar quemaduras más graves que las del agua caliente. En la tabla 13.3 se anotan las propiedades físicas del agua y se comparan con las de otros compuestos de hidrógeno con los elementos del grupo VIA.

TABLA 13.3 **Propiedades físicas del agua y de otros compuestos de hidrógeno con los elementos del grupo VIA**

Fórmula	Color	Masa molar (g/mol)	Punto de fusión (°C)	Ebullición a 1 atm (°C)	Calor de fusión J/g (cal/g)	Calor de vaporización, J/g (cal/g)
H_2O	Incoloro	18.02	0.00	100.0	335 (80.0)	2.26×10^3 (540)
H_2S	Incoloro	34.08	− 85.5	− 60.3	69.9 (16.7)	548 (131)
H_2Se	Incoloro	80.98	− 65.7	− 41.3	31 (7.4)	238 (57.0)
H_2Te	Incoloro	129.6	− 49	− 2	–	179 (42.8)

La densidad máxima del agua es de 1.000 g/mL a 4°C. El agua tiene la extraña propiedad de contraer su volumen cuando se enfría a 4 °C, para después expanderse cuando se enfría de 4 °C a 0 °C. Por consiguiente, 1 g de agua ocupa un volumen mayor que 1 mL a todas las temperaturas, excepto a 4°C. Aunque la mayor parte de los líquidos se contrae hasta su temperatura de solidificación, en el agua hay un gran aumento, un 9%, de volumen cuando pasa de líquido a 0 °C a sólido (hielo) a 0 °C. La densidad del hielo a 0 °C es de 0.917 g/mL, lo que quiere decir que el hielo, siendo menos denso que el agua, flotará sobre ésta.

13.10 Estructura de la molécula de agua

Una sola molécula de agua está formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno. Cada átomo de hidrógeno se fija al átomo de oxígeno mediante un enlace covalente sencillo. Este enlace se forma por el traslape del orbital 1*s* del hidrógeno con un orbital 2*p* no apareado del oxígeno. La distancia promedio entre los dos núcleos se llama *longitud de enlace*. En el agua, la longitud del enlace O—H es de 0.096 nm. La molécula de agua no es lineal; tiene una estructura doblada en ángulo aproximado de 105 grados entre los dos enlaces (ve la Fig. 13.7).

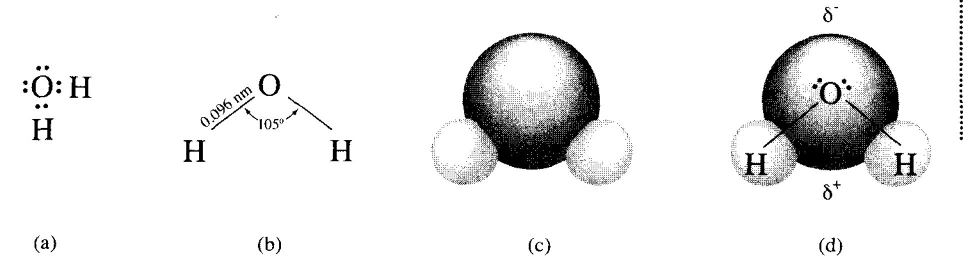


Figura 13.7
Diagramas de una molécula de agua: a) distribución de los electrones, b) ángulo y longitud de los enlaces O—H, c) estructura de los orbitales moleculares y d) representación del dipolo.

El oxígeno es el segundo elemento más electronegativo. En consecuencia, los dos enlaces covalentes OH del agua son polares. Si se alinearan los tres átomos de una molécula de agua formando una estructura lineal como H ⟶ O ⟵ H, los dos enlaces polares actuarían en direcciones iguales y opuestas, y la molécula sería no polar. Sin embargo, la del agua es una molécula muy polar. En consecuencia, no tiene estructura lineal. Cuando los átomos se enlazan entre sí en modo no lineal, el ángulo que forman sus enlaces se llama *ángulo de enlace*. En el agua, el ángulo de enlace HOH es de 105 °. Los dos enlaces covalentes polares y la estructura doblada producen una carga negativa parcial en el átomo de oxígeno y una car-

ga positiva parcial en cada átomo de hidrógeno. La naturaleza polar del agua es el origen de muchas de sus propiedades, incluyendo su comportamiento como solvente.

13.11 El puente de hidrógeno

En la tabla 13.3, vemos la comparación de las propiedades físicas del H_2O, H_2S, H_2Se y H_2Te. De esta comparación se desprende que cuatro de las propiedades físicas del agua: el punto de fusión, el punto de ebullición, el calor de fusión y el calor de vaporización, son extremadamente altas y no se ajustan a la tendencia relativa de las masas polares de los cuatro compuestos. Si las propiedades del agua se apegaran a la progresión que determinan las otras tres sustancias, cabría esperar que el punto de fusión del agua fuera menor que -85 °C y que el punto de ebullición fuera inferior a -60 °C.

¿Por qué el agua tiene sus propiedades físicas tan anómalas? Se debe a que las moléculas del agua líquida se mantienen unidas con más intensidad que las de otros líquidos de la misma familia. La fuerza intermolecular que actúa enre las moléculas del agua se llama **puente de hidrógeno,** que funciona como un enlace muy débil entre dos moléculas polares. Entre moléculas polares que contienen hidrógeno con enlazamiento covalente a un átomo pequeño y muy electronegativo, como el flúor, oxígeno o nitrógeno (F—H, O—H, N—H) se forma un puente de hidrógeno. En realidad, el puente de hidrógeno es una atracción dipolo-dipolo entre moléculas polares que contienen esos tres tipos de enlaces polares.

puente de hidrógeno

Los elementos que tienen la capacidad significativa de formar puentes de hidrógeno son F, O y N.

Como un átomo de hidrógeno sólo tiene un electrón, sólo puede formar un enlace covalente. Cuando se fija a un átomo muy electronegativo, como el de oxígeno, el átomo de hidrógeno también será atraído al átomo de oxígeno de otra molécula, formando una atracción dipolo-dipolo, o puente de hidrógeno, entre las dos moléculas. El agua tiene dos tipos de enlaces: los enlaces covalentes que existen entre los átomos de hidrógeno y los de oxígeno dentro de una molécula, y los puentes de hidrógeno, que pueden existir entre átomos de hidrógeno y oxígeno de *distintas* moléculas de agua.

Los puentes de hidrógeno son enlaces *intermoleculares;* esto es, se forman entre átomos de distintas moléculas y tienen un carácter algo iónico porque se forman por atracción electrostática. Los puentes de hidrógeno son mucho más débiles que los enlaces iónicos o covalentes que unen a los átomos para formar compuestos. A pesar de su debilidad, tienen una importancia química muy grande.

El átomo de oxígeno del agua puede formar dos puentes de hidrógeno, uno a través de cada uno de los pares de electrones no enlazados. En la figura 13.8 se muestran a) dos moléculas de agua enlazadas por un puente de hidrógeno y b) seis moléculas de agua enlazadas por puentes de hidrógeno. Para representar el enlace covalente utilizamos una raya (—), y una línea de puntos (····) para representar al puente de hidrógeno. En el agua, cada molécula está enlazada a otras por puentes de hidrógeno y se forma un agregado tridimensional de moléculas de agua. Esta formación de puentes de hidrógeno intermolecular comunica al agua las propiedades de una molécula mucho mayor y masiva, lo cual explica en parte su punto de fusión, punto de ebullición, calor de fusión y calor de vaporización altos. Cuando se calienta el agua y se absorbe energía, los puentes de hidrógeno se rompen continuamente hasta que, a 100°C, al absorber más calor (2.26 kJ/g o 540 cal/g), el agua se separa formando moléculas individuales que pasan al estado gaseoso. El azufre, el selenio y el telurio no son tan electronegativos como para que sus compuestos con el hidrógeno se comporten

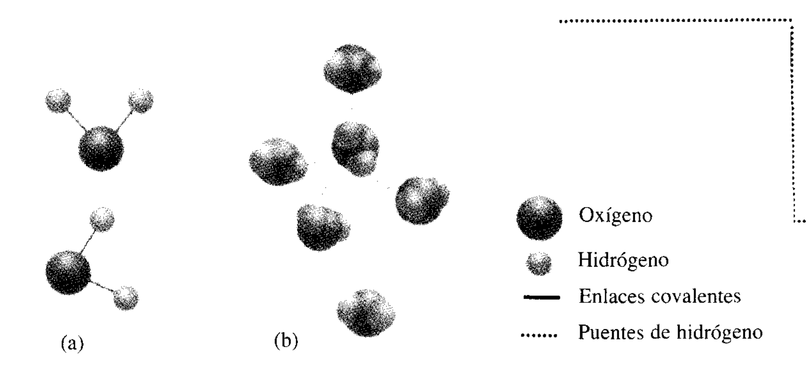
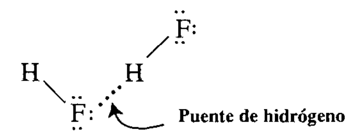


Figura 13.8
El puente de hidrógeno. El agua en los estados líquido y sólido existe en forma de agregados, en los que las moléculas están enlazadas entre sí por puentes de hidrógeno.

como el agua. La falta de los puentes de hidrógeno es una de las causas de que a temperatura ambiente el H_2S sea un gas y no un líquido.

El flúor, el elemento más electronegativo, forma los puentes de hidrógeno más fuertes. Este enlazamiento tiene la suficiente fuerza como para enlazar entre sí a las moléculas de fluoruro de hidrógeno en forma de dímeros (H_2F_2) o como unidades moleculares mayores (HF)*n*. La estructura de dímero se puede representar como sigue:



El puente de hidrógeno se puede formar entre dos átomos distintos, que sean capaces de formarlos. Así, podemos tener un puente O····H—N, u O—H····N, en el que el átomo de hidrógeno que forma el puente está entre un átomo de oxígeno y uno de nitrógeno. Esta forma de puentes de hidrógeno se forma en ciertos tipos de moléculas de proteína y en muchas sustancias con actividad biológica.

Ejemplo 13.3

¿Crees que haya puentes de hidrógeno entre las moléculas de las sustancias siguientes?

```
      H  H                      H     H
      |  |                      |     |
(a) H—C—C—Ö—H             (b) H—C—Ö—C—H
      |  |  ··                  | ··  |
      H  H                      H     H
   alcohol etílico            éter dimetílico
```

Solución

a) Deben existir puentes de hidrógeno en el alcohol etílico, porque un átomo de hidrógeno está enlazado a un átomo de oxígeno:

```
  H  H           H  H  H
  |  |           |  |  |
H—C—C—Ö—H ····:O—C—C—H
  |  |  ··     ↑ ··  |  |
  H  H puente de hidrógeno H  H
```

b) No hay puentes de hidrógeno en el éter dimetílico, porque todos los átomos de hidrógeno sólo están enlazados con átomos de carbono.

Tanto el alcohol etílico como el éter dimetílico tienen la misma masa molar, 46.07. Aunque ambos compuestos tienen la misma fórmula molecular, C_2H_6O, el alcohol etílico tiene un punto de ebullición mucho mayor, 78.4 °C, que el del éter dimetílico (-23.7 °C), debido a los puentes de hidrógeno entre las moléculas de alcohol.

QUÍMICA EN ACCIÓN

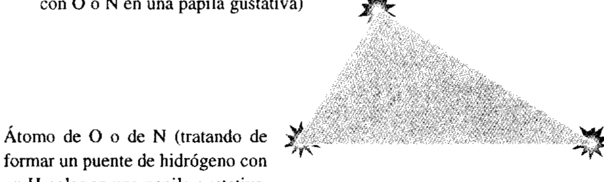
¡Qué dulzura!

Las fuerzas intermoleculares son la base química del sabor dulce de muchos productos de consumo. La industria de edulcorantes artificiales se basa en el sabor dulce de sustancias químicas descubiertas por accidente, en el laboratorio. Ira Remsen, en 1878, se encontraba trabajando hasta tarde en su laboratorio; echó una mirada al reloj y se dio cuenta de que estaba a punto de faltar a una cena con algunos amigos. En su prisa, por salir rápido del laboratorio, olvidó lavar sus manos. Después, en la cena, partió un trozo de pan y al probarlo le supo muy dulce. Se dio cuenta que el sabor dulce se originaba en la sustancia con la que había estado trabajando en el laboratorio; corrió a su laboratorio y terminó de aislar la sacarina, el primero de los edulcorantes o endulzantes artificiales.

En 1937, al trabajar en su laboratorio, Michael Sveda fumaba un cigarrillo (¡algo muy peligroso en un laboratorio!). Al llevar el cigarrillo a sus labios le sorprendió un sabor dulcísimo. Al purificar la sustancia que tenía en sus manos encontró que era ciclamato, la cual durante años ha sido utilizada en la industria de los edulcorantes artificiales.

En 1965, James Schlatter investigaba medicinas contra la úlcera en los laboratorios de la G. D. Searle, empresa farmacéutica. Durante su trabajo, por accidente, ingirió un poco de lo que estaba preparando y, para su sorpresa, la encontró con un gusto extremadamente dulce. Al purificarla se vio que era aspartame, molécula formada por dos aminoácidos unidos. Como se necesitan sólo cantidades pequeñísimas de aspartame para producir un sabor dulce, demostró ser un excelente edulcorante artificial bajo en calorías. Hoy se vende con las marcas de "Equal" y "Nutrasweet" y es una de las bases de la industria de los edulcorantes artificiales.





El triángulo de la dulzura

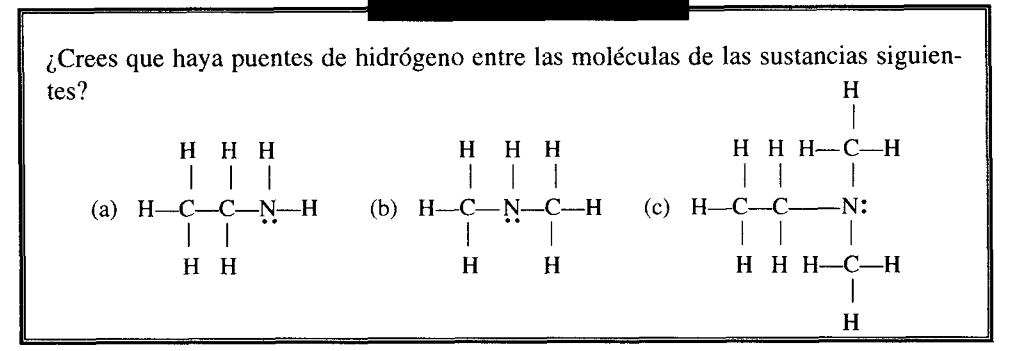
Se conocen más de 50 moléculas distintas con sabor dulce y todas ellas tienen formas moleculares semejantes. La teoría del triángulo de la dulzura, propuesta por Lamont Kier (Colegio de Farmacia de Massachusetts) propone que esas moléculas tienen tres lugares que producen la estructura adecuada para fijarse al sensor del gusto y disparar la respuesta que nuestros cerebros registran como "dulce".

Las papilas gustativas están formadas por proteínas que pueden formar puentes de hidrógeno con otras moléculas. Las proteínas contienen grupos —N—H y grupos —OH, con hidrógeno disponible para puentes, y también grupos C=O, con oxígeno para formar el puente con el hidrógeno. Las moléculas dulces también contienen grupos formadores de puentes, como el —OH, —NH_2 y O o N. Estas moléculas no sólo deben tener los átomos adecuados para formar puentes de hidrógeno, sino también deben contener una región que sea hidrofóbica (que repela al H_2O). El triángulo del diagrama muestra los tres sitios o lugares necesarios. La molécula los debe tener justo a las distancias adecuadas.

La búsqueda de más y mejores edulcorantes continúa. El edulcorante perfecto tendría las siguientes cualidades: 1) ser tan o más dulce que la sacarosa (o azúcar común), 2) no ser tóxico, 3) producir con rapidez el sabor dulce en las papilas gustativas, 4) ser fácil de liberar, para que no persista el sabor, 5) no tener calorías, 6) ser estable al cocinarlo o disolverlo y 7) naturalmente, ser poco costoso. Los investigadores continúan la búsqueda de moléculas con estas cualidades.

Práctica 13.4

¿Crees que haya puentes de hidrógeno entre las moléculas de las sustancias siguientes?



13.12 Formación del agua y sus propiedades químicas

El agua es muy estable al calor; se descompone sólo 1% a temperaturas de 2000 °C. El agua pura no es conductora de electricidad, pero cuando se le agrega una cantidad pequeña de ácido sulfúrico o de cloruro de sodio, la corriente eléctrica descompone a la solución con facilidad, formando hidrógeno y oxígeno. Se producen dos volúmenes de hidrógeno por cada volumen de oxígeno.

$$2\,H_2\,O(l) \xrightarrow[H_2SO_4 \text{ o NaOH}]{\text{energía eléctrica}} 2H_2(g) + O_2(g)$$

Formación

El agua se forma cuando el hidrógeno se quema en el aire. El hidrógeno puro se quema con mucha uniformidad en el aire, pero las mezclas de hidrógeno y aire, o hidrógeno y oxígeno explotan cuando se encienden. La reacción es fuertemente exotérmica:

$$2\,H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\,H_2O(g) + 484 \text{ kJ}$$

El agua se produce en muchas otras reacciones, especialmente en 1) las neutralizaciones ácido-base, 2) la combustión de materiales hidrogenados y 3) la oxidación metabólica en las células vivas:

1. $HCl(ac) + NaOH(ac) \longrightarrow NaCl\,(ac) + H_2O(l)$
2. $\underset{\text{acetileno}}{2C_2H_2(g)} + 5\,O_2(g) \longrightarrow 4\,CO_2(g) + 2\,H_2O(g) + 1212\text{kJ}$

   $\underset{\text{metano}}{CH_4(g)} + 2\,O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2\,H_2O(g) + 803 \text{ kJ}$
3. $\underset{\text{glucosa}}{C_6H_{12}O_6(ac)} + 6\,O_2(g) \xrightarrow{\text{enzimas}} 6\,CO_2(g) + 6\,H_2O(l) + 2519 \text{ kJ}$

La combustión del acetileno, de la ecuación 2, es fuertemente exotérmica y es capaz de producir temperaturas muy altas. Se emplea en los sopletes oxiacetilénicos para cortar y soldar el acero y otros metales. El metano está en el gas natural y se utiliza en muchos lugares como combustible para calefacción y cocina. La reacción de la glucosa con el oxígeno, indicada en la ecuación 3, es la inversa de la fotosíntesis. Es la reacción general median-

te la cual las células vivas obtienen sus necesidades energéticas, metabolizando la glucosa a dióxido de carbono y agua.

Reacciones del agua con los metales y los no metales

Las reacciones de los metales con el agua, a temperaturas distintas, muestran que la reactividad de esos elementos puede variar mucho. Metales como sodio, potasio y calcio reaccionan con agua fría, produciendo hidrógeno y un hidróxido del metal. Un trozo pequeño de sodio arrojado al agua se funde por el calor que produce la reacción, formando una bola de metal plateado que se mueve rápidamente de un lado a otro sobre la superficie del agua. Se debe tener cuidado al experimentar con esta reacción, porque muchas veces el hidrógeno producido se enciende por el chisporroteo del sodio y explota, esparciendo al sodio. El potasio reacciona todavía con más vigor que el sodio. El calcio se hunde en el agua y libera al hidrógeno con menor intensidad. Las ecuaciones de esas reacciones son

$$2\,Na(s) + 2\,H_2O(l) \longrightarrow H_2(g) + 2\,NaOH(ac)$$
$$2\,K(s) + 2\,H_2O(l) \longrightarrow H_2(g) + 2\,KOH(ac)$$
$$Ca(s) + 2\,H_2O(l) \longrightarrow H_2(g) + Ca(OH)_2(ac)$$

El zinc, el aluminio y el hierro no reaccionan con agua fría, pero pueden reaccionar con vapor a temperatura alta, formando hidrógeno y un óxido metálico. Las ecuaciones son

$$Zn(s) + H_2O(g) \longrightarrow H_2(g) + ZnO(s)$$
$$2\,Al(s) + 3\,H_2O(g) \longrightarrow 3\,H_2(g) + Al_2O_3(s)$$
$$3\,Fe(s) + 4H_2O(g) \longrightarrow 4\,H_2(g) + Fe_3O_4(s)$$

El cobre, la plata y el mercurio son ejemplos de metales que no reaccionan con agua fría ni con vapor y no producen hidrógeno. De todo lo anterior se desprende que el sodio, el potasio y el calcio son, químicamente, más reactivos que el zinc, el aluminio y el hierro, que a su vez son más reactivos que el cobre, la plata y el mercurio.

Algunos no metales reaccionan con agua bajo condiciones distintas. Por ejemplo, el flúor reacciona violentamente con agua fría produciendo fluoruro de hidrógeno y oxígeno libre. Las reacciones del cloro y el bromo son mucho más suaves y producen lo que se llama con frecuencia "agua de cloro" y "agua de bromo," respectivamente. El agua de cloro contiene HCl, HOCl y Cl_2 disuelto; el cloro libre le comunica un color verde amarillo. El agua de bromo contiene HBr, HOBr y Br_2 disuelto; el bromo libre le comunica un color café rojizo. El vapor, al pasar sobre coque (carbono) caliente, produce una mezcla de monóxido de carbono e hidrógeno, que se llama "gas de agua." Como el gas de agua es combustible, se usa como tal y también se utiliza como materia prima en la producción comercial de varios alcoholes. Las ecuaciones de las reacciones correspondientes son

$$2\,F_2(g) + 2\,H_2O(l) \longrightarrow HF(ac) + O_2(g)$$
$$Cl_2(g) + H_2O(l) \longrightarrow HCl(ac) + HOCl(ac)$$
$$Br_2(l) + H_2O(l) \longrightarrow HBr(ac) + HOBr(ac)$$
$$C(s) + H_2O(g) \xrightarrow{1000°C} CO(g) + H_2(g)$$

Reacciones del agua con óxidos de metales y de no metales

anhídridos básicos

Los óxidos de metal que reaccionan con agua para formar hidróxidos se llaman **anhídridos básicos**. Por ejemplo:

$$CaO(s) + H_2O(l) \longrightarrow \underset{\text{hidróxido de calcio}}{Ca(OH)_2(ac)}$$

$Na_2O(s) + H_2O(l) \longrightarrow 2\ NaOH(ac)$
hidróxido de sodio

Algunos óxidos de metal como el CuO y el Al_2O3 no forman soluciones con iones OH^-, por ser insolubles en agua.

anhídridos de ácido

Los óxidos de no metal que reaccionan con agua formando ácidos se llaman **anhídridos de ácido.** Por ejemplo:

$CO_2(g) + H_2O(l) \rightleftarrows H_2CO_3(ac)$
ácido carbónico

$SO_2(g) + H_2O(l) \rightleftarrows H_2SO_3(ac)$
ácido sulfuroso

$N_2O_5(s) + H_2O(l) \longrightarrow 2NHO_3(ac)$
ácido nítrico

La palabra *anhidro* quiere decir "sin agua." Un anhídrido es un óxido de metal o de no metal derivado de una base o de un oxiácido por eliminación de agua. Para determinar la fórmula de un anhídrido se eliminan los elementos del agua de la fórmula del ácido o de la base, hasta haber eliminado todo el hidrógeno. A veces se necesita más de una unidad fórmula para quitar todo el hidrógeno del agua. La fórmula del anhídrido, entonces, está formada por el metal o el no metal y los átomos de oxígeno restantes. En el hidróxido de calcio, la eliminación del agua, como se indica a continuación, deja al CaO como anhídrido:

$Ca(OH)(OH) \xrightarrow{\Delta} CaO + H_2O$

En el hidróxido de sodio no se puede quitar H_2O de una unidad fórmula, así que se deben usar dos unidades fórmula de NaOH, quedando Na_2O como la fórmula del anhídrido:

$NaOH + NaOH \xrightarrow{\Delta} Na_2O + H_2O$

La eliminación del H_2O del H_2SO_4 da como resultado el SO_3, anhídrido de ácido:

$H_2SO4 \xrightarrow{\Delta} SO_3 + H_2O$

Los anteriores fueron ejemplos de reacciones características del agua, pero de ninguna manera son ejemplos de todas las reacciones conocidas del agua.

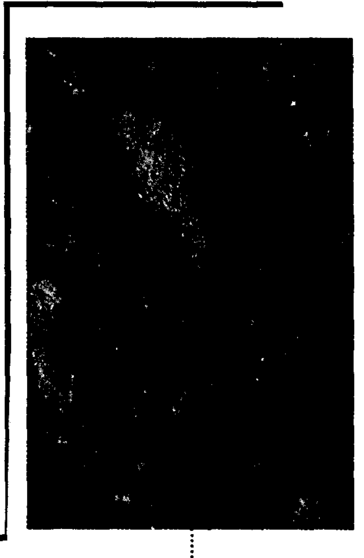
13.13 Los hidratos

hidratos

agua de hidratación

agua de cristalización

Cuando ciertas soluciones que contienen compuestos iónicos se dejan evaporar, quedan algunas moléculas de agua como parte del compuesto cristalino que se forma después de terminar la evaporación. Los sólidos que contienen moléculas de agua como parte de su estructura cristalina se llaman **hidratos.** El agua de un hidrato se llama **agua de hidratación** o **agua de cristalización.**



Al evaporarse una solución de $CuSO_4$, se forman cristales de $CuSO_4{\cdot}5\ H_2O$.

Las fórmulas de los hidratos se indican escribiendo primero la fórmula normal anhidra (sin agua) del compuesto y después se escribe un punto seguido de la cantidad de moléculas de agua presentes. Por ejemplo, tenemos al $BaCl_2{\cdot}2\ H_2O$. Esta fórmula nos dice que

cada unidad fórmula está formada por un ion bario, dos iones cloruro y dos moléculas de agua. Un cristal de esta sustancia contiene muchas de estas unidades en su red cristalina.

Para nombrar a los hidratos citamos primero el compuesto sin agua y a continuación agregamos la palabra hidratado, con el prefijo adecuado que represente la cantidad de moléculas de agua en su fórmula. Por ejemplo, el $BaCl_2 \cdot 2\ H_2O$ se llama cloruro de bario dihidratado. Los hidratos son compuestos verdaderos y se apegan a la ley de la composición definida. La masa molar del $BaCl_2 \cdot 2\ H_2O$ es 244.2 g/mol; contiene 56.22% de bario, 29.03% de cloro y 14.76% de agua.

En los hidratos, las moléculas de agua están enlazadas por fuerzas electrostáticas entre las moléculas polares del agua y los iones positivos o negativos del compuesto. Estos enlaces no son tan fuertes como los enlaces químicos covalentes o iónicos. En consecuencia, el agua de cristalización se puede eliminar mediante un calentamiento moderado del compuesto, pudiéndose obtener una sustancia parcialmente deshidratada o totalmente anhidra. Cuando el $BaCl_2 \cdot 2\ H_2O$ se calienta pierde agua a unos 100 °C:

$$BaCl_2 \cdot 2\ H_2O(s) \xrightarrow{100°C} BaCl_2(s) + 2H_2O(g)$$

Cuando se deja evaporar una solución de sulfato de cobre(II), $CuSO_4$, se forman hermosos cristales azules que contienen 5 moles de agua por mol de $CuSO_4$. La fórmula de ese hidrato es $CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$ y se llama sulfato de cobre(II) pentahidratado. Cuando este hidrato se calienta pierde su agua y se forma un polvo pálido, verde blanquecino, de $CuSO_4$ anhidro:

$$CuSO_4 \cdot 5\ H_2O(s) \xrightarrow{250°C} CuSO_4(s) + 5\ H_2O(g)$$

Cuando se agrega agua al sulfato de cobre(II) anhidro, la reacción anterior se invierte y el compuesto se vuelve azul otra vez. A causa de este notable cambio de color el sulfato de cobre (II) se ha utilizado como indicador para descubrir cantidades pequeñas de agua. La formación del hidrato es sensiblemente exotérmica.

La fórmula del yeso para construcción es $(CaSO_4)_2 \cdot H_2O$. Cuando se mezcla con la cantidad correcta de agua, este yeso forma un dihidrato y fragua formando una masa dura. Por esta propiedad se usa para formar moldes de objetos artísticos y quirúrgicos. La reacción química es

$$(CaSO_4)_2 \cdot H_2O(s) + 3\ H_2O(l) \longrightarrow 2\ CaSO_4 \cdot 2\ H_2O(s)$$

En la tabla 13.4, encontramos una lista de hidratos comunes.

TABLA 13.4 Hidratos comunes

Hidrato	Nombre	Hidrato	Nombre
$CaCl_2 \cdot 2\ H_2O$	Cloruro de calcio dihidratado	$Na_2CO_3 \cdot 10\ H_2O$	Carbonato de sodio decahidratado
$Ba(OH)_2 \cdot 8\ H_2O$	Hidróxido de bario octahidratado	$(NH_4)_2C_2O_4 \cdot H_2O$	Oxalato de amonio monohidratado
$MgSO_4 \cdot 7\ H_2O$	Sulfato de magnesio heptahidratado	$NaC_2H_3O_2 \cdot 3\ H_2O$	Acetato de sodio trihidratado
$SnCl_2 \cdot 2\ H_2O$	Cloruro de estaño(II) dihidratado	$Na_2B_4O_7 \cdot 10\ H_2O$	Tetraborato de sodio decahidratado
$CoCl_2 \cdot 6\ H_2O$	Cloruro de cobalto(II) hexahidratado	$Na_2S_2O_3 \cdot 5\ H_2O$	Tiosulfato de sodio pentahidratado

13.14 Sustancias higroscópicas

Muchos compuestos anhidros, y otras sustancias, absorben rápidamente el agua de la atmósfera. Se dice que esas sustancias son **higroscópicas.** Esta propiedad se puede observar con el experimento siguiente: se esparce una muestra de 10 a 20 g de sulfato de cobre(II) anhidro sobre un vidrio de reloj y se deja reposar para que el compuesto quede al aire. Después, periódicamente se determina la masa de la muestra durante 24 horas y se anota el aumento de masa y el cambio de color. Al paso del tiempo, el agua de la atmósfera se absorbe formándose así el pentahidrato azul, $CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$.

higroscópicas

delicuescente

Algunos compuestos continúan absorbiendo el agua después de la etapa del hidrato para formar soluciones. Una sustancia que absorbe el agua del aire que la rodea hasta formar una solución es **delicuescente.** Si se dejan al aire algunos granos de cloruro de calcio anhidro, o lentejas de hidróxido de sodio, a los pocos minutos parecerán húmedos y después de una hora habrán absorbido el agua suficiente para formar una gota de solución. El pentóxido de difósforo (P_2O5) toma agua tan rápidamente que no se puede determinar su masa con exactitud, excepto en una atmósfera anhidra.



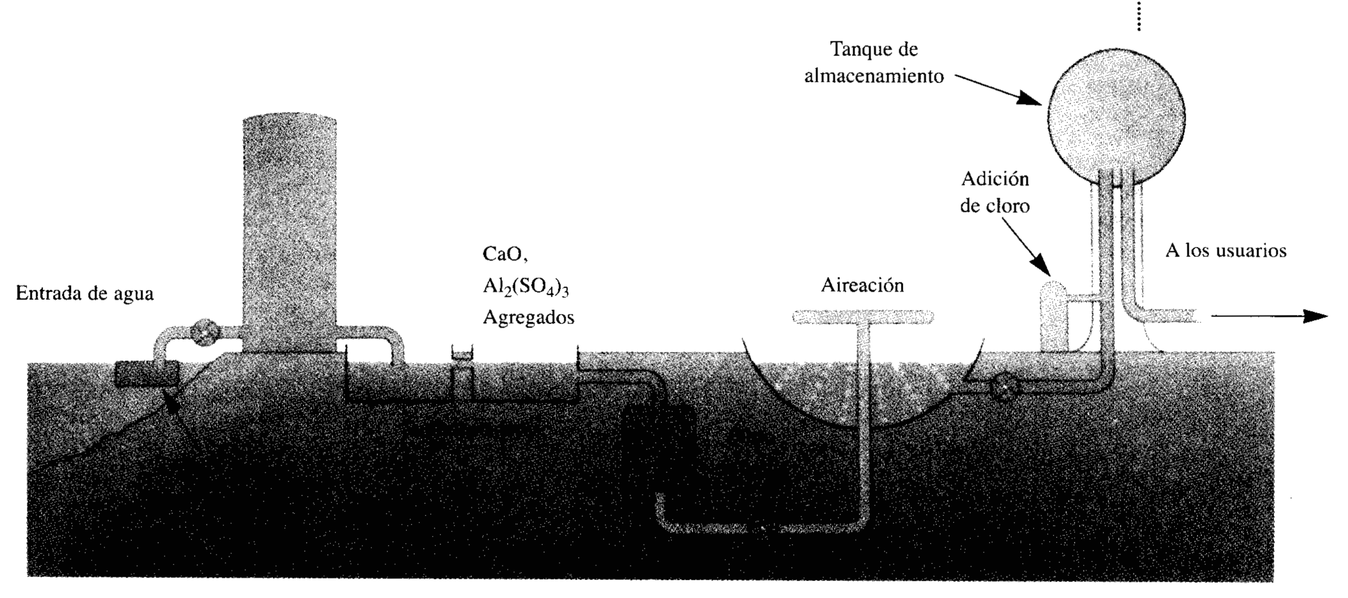
Esta sustancia hjgroscópica, tan común, se introduce en los empaques de muchos productos metálicos de consumo.

Las sustancias que absorben agua se usan como agentes secadores, o desecadores. Los sistemas de refrigeración se deben mantener secos con esos agentes, porque de otro modo la humedad se congela y tapa los diminutos orificios del mecanismo. Muchas veces se colocan sacos con agentes secadores en los envíos que contienen partes de hierro o acero, para absorber la humedad y evitar la oxidación. Algunas de las sustancias que se usan con frecuencia para secar líquidos y gases con cantidades pequeñas de humedad son el cloruro de calcio, sulfato de magnesio, sulfato de sodio, sulfato de calcio, gel de sílice, todos anhidros y pentóxido de difósforo.

13.15 Aguas naturales

Las aguas dulces naturales no son agua pura, sino que contienen minerales disueltos, materia suspendida y, a veces, bacterias dañinas. Los abastecimientos de agua de las grandes ciu-

Figura 13.9
Planta de tratamiento para obtener agua potable.



QUÍMICA EN ACCIÓN

Los humectantes

Los humectantes se usan desde hace mucho tiempo para proteger y rehidratar la piel. Los productos cosméticos contienen humectantes y emolientes, que hacen aumentar el contenido de agua de la piel en distintas formas. Los emolientes cubren a la piel con una capa de sustancia inmiscible con agua y con ello evitan que el agua se evapore de la piel. En contraste, los humectantes agregan agua a la piel, atrayendo a ella el vapor de agua.

Los humectantes más comunes son el sorbitol, la glicerina y el polipropilenglicol. Sus moléculas son polares y contienen muchos grupos —OH (ve las fórmulas).

En cada grupo —OH el átomo de oxígeno es mucho más electronegativo que el átomo de hidrógeno. Esa diferencia de electronegatividades produce una carga negativa parcial en el oxígeno, mientras que el hidrógeno adquiere una carga positiva parcial. Esta polaridad es la base de la atracción entre el humectante y la molécula de agua, que también es polar.

Los emolientes están formados por moléculas hidrofóbicas (insolubles en agua); esas moléculas son no polares. Hay una gran diversidad de compuestos en esta categoría, como aceites animales, aceites vegetales, aceites exóticos (como la jojoba o el áloe) y aceites sintéticos. En todos los casos, las moléculas forman sobre la piel una capa insoluble en agua, que conserva la propia humedad cutánea haciendo que la piel se sienta lisa al tacto.

```
      H
      |
H — C — OH
      |
H — C — OH
      |
H — C — OH
      |
      H
```

Glicerina

```
      H
      |
H — C — OH
      |
H — C — OH
      |
H — C — H
      |
      H
```

Propilenglicol

```
       H
       |
 H — C — OH
       |
 H — C — OH
       |
HO — C — H
       |
 H — C — OH
       |
 H — C — OH
       |
 H — C — OH
       |
       H
```

Sorbitol

Muchas personas creen que los alcoholes secan la piel y que no se deben emplear en productos cosméticos. ¿Se justifica su preocupación? ¿Qué objeto tienen los alcoholes en los productos para el cuidado de la piel? El problema no es tan simple como se cree. Hay dos categorías distintas de alcoholes, con propiedades distintas. Los alcoholes de ácidos grasos, como el caprílico, isocetílico, oleílico y estearílico, se fabrican a partir de ácidos grasos de cadena larga. Esas moléculas son esencialmente no polares y se comportan como emolientes. Forman una capa insoluble en agua sobre la piel que conserva la humedad. El segundo tipo de alcoholes es el de los alcoholes simples, como el alcohol etílico, el isopropílico y el metílico. Estas sustancias funcionan como solventes en los productos cosméticos y pueden ser secantes. Absorben el exceso de aceite, disuelven un ingrediente en otro y hacen que los productos se evaporen. Algunos también evitan que los cosméticos se echen a perder o que se separen. El problema de estos alcoholes en los productos cosméticos se presenta cuando se abusa de ellos o los usan personas que no los necesitan.

Una de las mejores pruebas para ver si un producto cosmético tenderá a secar la piel es examinar la textura. Los líquidos son, casi siempre, las formulaciones más secantes y son para piel grasosa. Los geles que contienen emolientes ligeros son mejores para pieles con distintos contenidos de grasa. Las cremas tienden a contener humectantes más potentes y son mejores en pieles normales a resecas. Las pomadas son productos muy, muy espesos, cremosos, que forman una barrera en la piel y que funcionan como un humectante. Las pomadas se deben usar en piel muy reseca o dañada. La clave de la elección del humectante más adecuado es la comprensión del modo de funcionamiento del producto.

dades se toman, casi siempre de ríos o lagos. En general esas aguas no se pueden beber sin antes tratarlas. Para potabilizarlas se someten a algunos o a todos los procesos siguientes (ve la Fig. 13.9).

1. *Colado.* Remoción de objetos relativamente grandes, como basura, peces, etcétera.
2. *Floculación y sedimentación.* Se agregan sustancias químicas; con frecuencia cal, CaO y alumbre (sulfato de aluminio), $Al_2(SO_4)_3$, para formar un precipitado floculento, gelatinoso de hidróxido de aluminio. Este precipitado atrapa la mayor parte de la materia suspendida fina del agua y la arrastra al fondo del sedimentador.
3. *Filtración por arena.* El agua se toma de la superficie del sedimentador y se pasa a través de filtros de arena fina. En esos filtros quedan detenidos casi toda la materia suspendida restante y las bacterias.
4. *Aireación.* El agua se toma a la salida de los filtros de arena y se airea por aspersión. El objeto de este proceso es eliminar algunos olores y sabores inconvenientes.
5. *Desinfección.* En la etapa final se inyecta cloro gaseoso o algún hipoclorito al agua, para matar a las bacterias patógenas antes de distribuir el agua al público. En algunos países también se usa ozono para desinfectar el agua. En situaciones de emergencia, se puede desinfectar el agua simplemente hirviéndola durante algunos minutos.

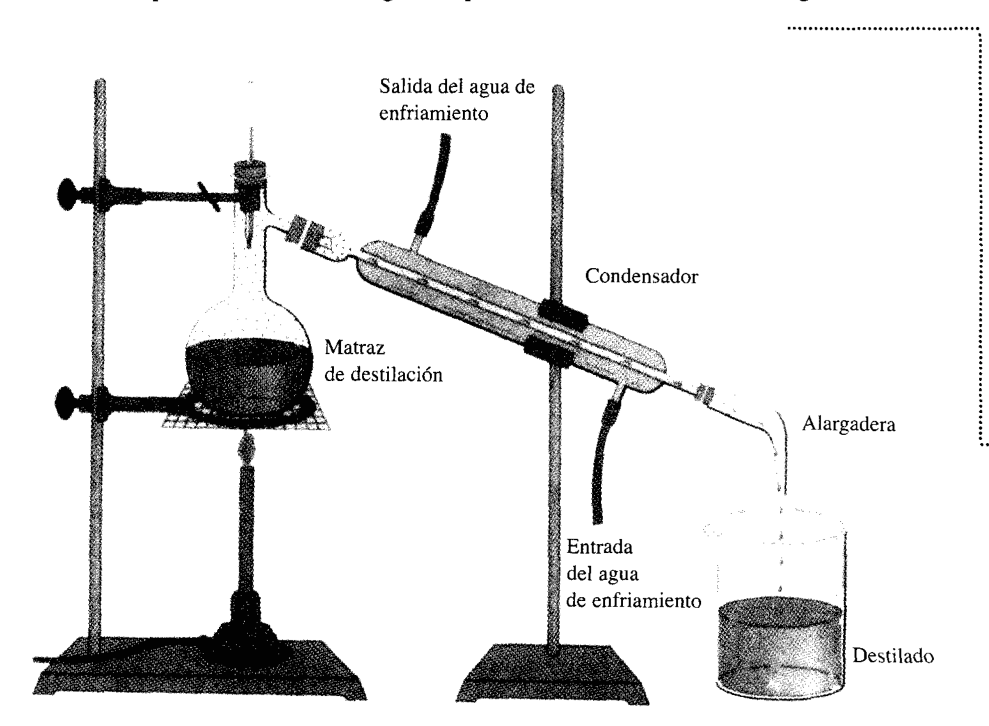


Figura 13.10
Aparato sencillo de laboratorio para destilar líquidos.

Si el agua potable para consumo infantil contiene una cantidad adecuada de iones fluoruro, los dientes tendrán más resistencia a la caries. Por ello, en muchas comunidades se agrega NaF o Na_2SiF_6 al agua potable, para elevar la concentración de ion fluoruro a su valor óptimo, que es aproximadamente de 1.0 ppm. Si la concentración de iones fluoruro en el agua es demasiado alta, puede producir un café moteado en los dientes.

El agua que contiene sales de calcio y magnesio disueltas se llama agua dura. Uno de los inconvenientes de este tipo de agua dura es que el jabón ordinario no hace bien espuma en ella. El jabón reacciona con los iones de calcio y magnesio y forma una nata insoluble y grasosa. Sin embargo, los jabones sintéticos llamados detergentes tienen excelentes propiedades limpiadoras y no forman precipitados con agua dura. Otro de los inconvenientes del

agua dura es que origina "costras" o incrustaciones en las paredes de los calentadores de agua, cafeteras, teteras y planchas de vapor, con lo que reduce mucho su eficiencia.

Para "suavizar" el agua dura se emplean cuatro métodos:

1. **Destilación** El agua se hierve y el vapor que se forma se condensa y forma agua líquida de nuevo, quedando los minerales en la olla de destilación. En la figura 13.10 se muestra un aparato sencillo de destilación de laboratorio. Los destiladores comerciales pueden producir cientos de litros de agua destilada por hora.
2. **Precipitación del calcio** Los iones de calcio y magnesio se precipitan del agua dura agregando carbonato de sodio y cal. Se forman carbonato de calcio e hidróxido de magnesio insolubles, que se precipitan y se eliminan por filtración o sedimentación.
3. **Intercambio iónico** El agua dura se suaviza muy bien al pasarla por un lecho o tanque de zeolita, que es un silicato complejo de sodio y aluminio. En este proceso, los iones sodio reemplazan a los iones de calcio y magnesio, no deseados, con lo que se suaviza el agua:

   $Na_2(\text{zeolita})(s) + Ca_2+(ac) \longrightarrow Ca(\text{zeolita})(s) + 2\ Na+(ac).$

   La zeolita se regenera retrolavándola con solución concentrada de cloruro de sodio (salmuera), invirtiéndose la reacción anterior.
4. **Desmineralización** En un sistema de intercambio iónico de dos etapas, todos los cationes y los aniones se eliminan. En los lechos de intercambio iónico se utilizan resinas orgánicas sintéticas. En la primera etapa se reemplazan los cationes de metal por iones hidrógeno. En la segunda etapa, los aniones se reemplazan con iones hidróxido. Los iones hidrógeno e hidróxido reaccionan entre sí y de la segunda etapa sale agua casi pura, libre de minerales.

Los iones sodio que hay en el agua que fue suavizada ya sea por precipitación química o mediante el proceso de zeolitas, no estorban en la mayor parte de los usos del agua suavizada.

Los océanos son una inmensa fuente de agua, pero el agua de mar contiene un 3.5% de sales. Estas 35 000 ppm de sales disueltas hacen que el agua de mar no sea adecuada para usos agrícolas ni domésticos. Se considera que el agua que contiene menos de 1000 ppm de sales es razonablemente potable; en muchas partes del mundo ya se obtiene agua potable a partir del agua de mar. Continuamente se están realizando muchas investigaciones para tratar de que el agua potable obtenida de los océanos sea más abundante y económica. Ve la figura 13.11.

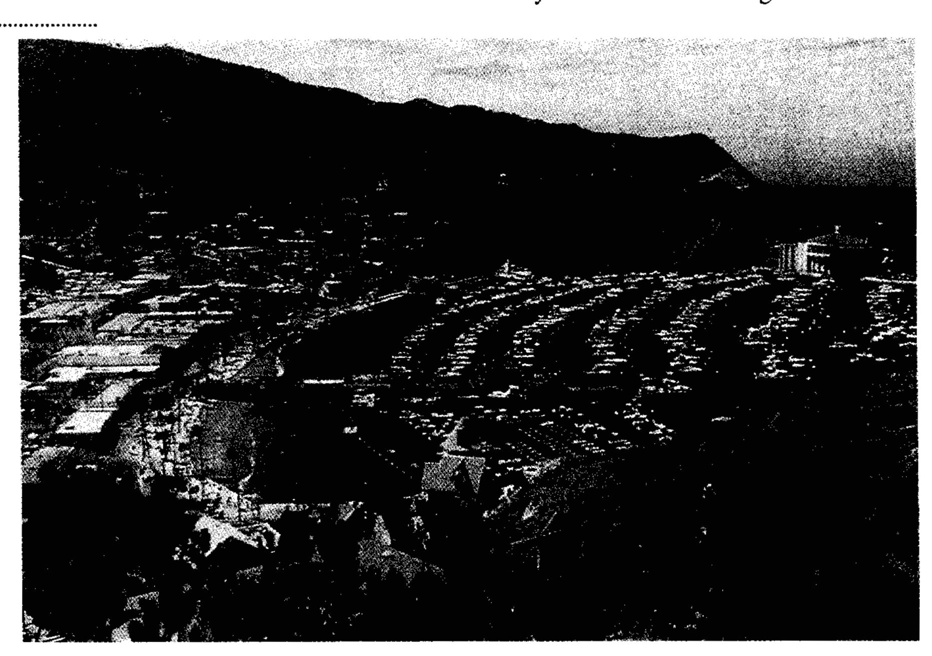


Figura 13.11
Catalina Island, en California (derecha), obtiene la mayor parte de su agua de una planta desaladora.

13.16 Contaminación del agua

Antes se tenía la idea que el agua contaminada era el agua no transparente, que tenía mal olor o sabor, y que contenía bacterias patógenas. Sin embargo, factores como la mayor población, las necesidades industriales de agua, la contaminación atmosférica, los tiraderos de desechos tóxicos y el uso de plaguicidas han hecho que el problema de la contaminación del agua aumente.

Muchos de los nuevos contaminantes no se eliminan ni se destruyen con los procesos normales de tratamiento de agua. Por ejemplo, entre los 53 compuestos orgánicos que se encontraron en el agua potable de una gran ciudad en el río Mississippi, se considera que 3 son ligeramente tóxicos, 17 de toxicidad moderada, 15 muy tóxicos, 1 extremadamente tóxico y 1 supertóxico. Dos son cancerígenos declarados, 11 son cancerígenos probables y 3 se metabolizan y forman cancerígenos. En estados Unidos, el Servicio de Salud Pública clasifica a los contaminantes del agua en ocho categorías generales, las cuales podemos ver en la tabla 13.5.

TABLA 13.5 Clasificación de los contaminantes del agua

Tipo de contaminante	Ejemplos
Desechos consumidores de oxígeno	Desechos orgánicos degradables, de drenaje doméstico, y desechos industriales de origen vegetal y animal.
Agentes infecciosos	Bacterias, virus y demás organismos del drenaje doméstico; desechos de animales y de procesamiento de animales.
Nutrientes de vegetales	Principalmente compuestos de nitrógeno y fósforo.
Sustancias orgánicas	Grandes cantidades de sustancias sintetizadas en la industria, plaguicidas, compuestos orgánicos clorados.
Otros minerales y sustancias	Compuestos inorgánicos procedentes de operaciones industriales, minería, campos petroleros y agricultura.
Sustancias radiactivas	Productos de desecho procedentes de la minería y procesamiento de materiales radiactivos, precipitación atmosférica radiactiva, mayor uso de materiales radiactivos en hospitales y procesos de investigación.
Calor industrial	Grandes cantidades de agua caliente que las plantas de energía regresan a los cuerpos de agua, así como otras instalaciones donde sirve como medio de enfriamiento.
Sedimiento de erosión terrestre	Sustancias sólidas deslavadas hacia las corrientes y los mares por la erosión, lluvia y escurrimiento de agua.

Muchos brotes de enfermedades o intoxicaciones, como tifoidea, disentería y cólera se han atribuido directamente al agua potable. Los ríos y otras corrientes son los medios más cómodos para que los municipios descarguen sus desechos domésticos e industriales. Mucha de esta agua la usan otras personas aguas abajo y la vuelven a descargar a la misma fuente. Después, todavía otra comunidad, más alejada aguas abajo, toma la misma agua y descarga sus propios desechos. Así, a lo largo de corrientes como los ríos Mississippi y Delaware, en Estados Unidos, se toma y se descarga el agua muchas veces. Si esta agua no se trata correctamente, se pueden acumular los contaminantes y pueden aparecer epidemias de varias enfermedades.

El tiradero o (disposición) de desechos peligrosos ayuda a que el problema de la contaminación del agua aumente. Estos productos son inevitables en la fabricación de muchos artículos que se usan en la vida cotidiana. Una de las maneras más comunes para disponer de esos desechos es colocarlos en tiraderos de desechos tóxicos. Después de muchos años de tirar desechos de este modo se ha visto que las sustancias tóxicas se han percolado (o filtrado) y llegado a los depósitos freáticos. En consecuencia, muchos son los que han enfermado, y se han cerrado muchos pozos de agua hasta que se encuentren métodos satisfactorios de destoxificar su agua. Este problema es grave, porque la mitad de la población en Estados Unidos obtiene su agua potable del agua subterránea. Es urgente y costoso limpiar los miles de tiraderos industriales y así como encontrar e implantar métodos nuevos y seguros de tirar los desechos.

Se han identificado ya muchos de los contaminantes principales de agua y se han tomado medidas para eliminarlos. Tres de ellos que constituyen serios problemas son el plomo, los detergentes y los compuestos orgánicos clorados. Por ejemplo, el envenenamiento con plomo ha causado muchas muertes en los últimos años. Uno de los efectos tóxicos principales del plomo en el organismo es la inhibición de la enzima necesaria para producir la hemoglobina de la sangre. La entrada normal del plomo al organismo es a través del alimento. Sin embargo, se pueden ingerir cantidades grandes de plomo con el agua que corre por tuberías de plomo, o al guardar los alimentos y bebidas en recipientes de cerámica con contenido alto de plomo.

Se ha demostrado claramente que las vías de agua están tan contaminadas que el agua ya no es adecuada para los humanos, ni se puede utilizar para sostener la vida marina; sin embargo, mantener nuestros lagos y ríos libres de contaminación es un proceso muy costoso y complicado.

Repaso de conceptos

1. Haz una lista de las propiedades comunes de los líquidos y los sólidos. Explica en qué difieren de los gases.
2. Explica el proceso de la evaporación, desde el punto de vista de la energía cinética.
3. Describe la relación de los datos de presión de vapor, o las curvas de presión de vapor, de distintas sustancias con sus tasas relativas de evaporación y con sus puntos de ebullición relativos.
4. Explica las fuerzas que intervienen en la tensión superficial de un líquido. Describe dos ejemplos.
5. Explica por qué en la superficie de los líquidos contenidos en un recipiente se forma un menisco.

6. Explica qué ocurre en toda la curva de calentamiento del agua.
7. Describe una molécula de agua con respecto a la estructura de Lewis, ángulo de enlace y polaridad.
8. Traza algunos esquemas que muestren puentes de hidrógeno a) entre moléculas de agua, b) entre moléculas de fluoruro de hidrógeno y c) entre moléculas de amoniaco.
9. Explica el efecto de los puentes de hidrógeno en las propiedades físicas del agua.
10. Determina si una sustancia formará o no puentes de hidrógeno.
11. Identifica óxidos metálicos como anhídridos básicos y escribe ecuaciones balanceadas para sus reacciones con el agua.
12. Identifica óxidos no metálicos como anhídridos ácidos y escribe ecuaciones balanceadas para sus reacciones con el agua.
13. Deduce la fórmula del anhídrido ácido o el anhídrido básico dada la fórmula del ácido o base correspondiente.
14. Identifica al producto, cita el nombre de cada reactivo y producto y escribe ecuaciones de la deshidratación completa de varios hidratos.
15. Describe el proceso necesario para preparar agua potable a partir de una fuente fluvial contaminada.
16. Describe cómo se puede suavizar el agua por destilación, precipitación química, intercambio iónico y desmineralización.
17. Completa y balancea ecuaciones de a) reacciones del agua con Na, K y Ca; b) reacción del vapor con Zn, Al, Fe y C y c) reacciones del agua con los halógenos.

Palabras clave

Los términos que se citan a continuación se definieron a lo largo de este capítulo. Después de cada uno aparece el número de sección donde se explica. En el glosario encontrarás definiciones más detalladas.

acción capilar (13.4)
agua de cristalización (13.13)
agua de hidratación (13.13)
anhídrido básico (13.12)
anhídrido de ácido (13.12)
calor de fusión (13.7)
calor de vaporización (13.7)
condensación (13.3)
curvas de presión de vapor (13.5)
delicuescencia (13.14)
evaporación (13.2)
hidrato (13.3)
menisco (13.4)
no volátil (13.3)
presión de vapor (13.3)
puente de hidrógeno (13.11)
punto de congelación o de fusión (13.6)
punto de ebullición (13.5)
punto de ebullición normal (13.5)
sublimación (13.2)
sustancia higroscópica (13.14)
tensión superficial (13.4)
vaporización (13.2)
volátil (13.3)

Preguntas

Las preguntas se refieren a las tablas, figuras, palabras clave y conceptos que se definieron en el capítulo. Las preguntas o ejercicios más difíciles se indican con un asterisco.

1. Compara la energía potencial de los dos estados del agua que se muestran en la figura 13.6.
2. ¿En qué estado, sólido, líquido o gaseoso, están el H_2S, H_2Se y H_2Te a 0 °C? (ve la tabla 13.3).
3. Los dos termómetros del matraz que está en la parrilla de la figura 13.6 indican 100 °C. ¿Cuál es la presión atmosférica?
4. Traza un diagrama de una molécula de agua e indica las zonas que son los extremos positivo y negativo del dipolo.
5. Si la molécula de agua fuera lineal, con los tres átomos en línea recta y no en forma de V, como se ve en la figura 13.7, ¿qué efecto tendría en las propiedades físicas del agua?

6. Con base en la tabla 13.4, ¿cómo se especifican 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 y 8 moléculas de agua en las fórmulas de los hidratos?
7. ¿Bastaría el aparato de destilación de la figura 13.10 para separar sal y agua? ¿Y alcohol etílico y agua? Explica tus respuestas.
8. Si el líquido que está en el matraz de la figura 13.10 es alcohol etílico y la presión atmosférica es de 543 torr, ¿qué temperatura indicará el termómetro? Usa la figura 13.4.
9. Si el agua se colocara en los dos recipientes de la figura 13.1, ¿habría la misma presión de vapor a la misma temperatura en ambos recipientes? Explica tu respuesta.
10. En la figura 13.1, ¿en cuál caso, a) o b), alcanza a saturarse la atmósfera sobre el líquido?
11. Supón que se colocara una solución de éter etílico y alcohol etílico en la botella cerrada que se muestra en la figura 13.1. Para contestar usa la figura 13.4, en la que encontrarás datos de esas sustancias.
    a) ¿Estarían presentes las dos sustancias en el vapor?
    b) Si la respuesta a la parte a) fue sí, ¿de cuál habría más moléculas en el vapor?
12. En la figura 13.2, si se hubiera agregado 50% más de agua en la parte b), ¿qué presión de vapor de equilibrio se hubiera observado en c)?
13. Aproximadamente, ¿a qué temperatura hierve cada una de las sustancias de la tabla 13.2 cuando la presión es de 30 torr? (Ve la Fig. 13.4.)
14. Con la gráfica de la figura 13.4, determina lo siguiente:
    a) El punto de ebullición del agua a 500 torr.
    b) El punto de ebullición normal del alcohol etílico.
    c) El punto de ebullición del éter etílico a 0.50 atm.
15. Observa la figura 13.5.
    a) ¿Por qué la línea *BC* es horizontal? ¿Qué sucede en ese intervalo?
    b) ¿Qué fases están presentes en el intervalo *BC*?
    c) Cuando se continúa el calentamiento después del punto *C* se alcanza otra línea horizontal, *DE*, a mayor temperatura. ¿Qué representa esa línea?
16. Cita seis propiedades físicas del agua.
17. ¿Qué condición se necesita para que el agua tenga su densidad máxima? ¿Cuál es esa densidad máxima?
18. Explica el hecho de que la mezcla de hielo y agua permanezca en 0 °C hasta que se funda todo el hielo, aunque se siga aplicando calor.
19. ¿Qué contiene menos calor, el hielo a 0°C o el agua a 0°C? Explica tu respuesta.
20. ¿Por qué el hielo flota en el agua? ¿Flotaría el hielo en alcohol etílico (d = 0.789 g/mL? Explica tu respuesta.
21. Si las moléculas del agua fueran lineales y no dobladas, ¿sería mayor o menor su calor de vaporización? Explica tu respuesta.
22. El calor de vaporización del éter etílico es de 351 J/g (83.9 cal/g), y el del alcohol etílico es de 855 J/g (204.3 cal/g). ¿Cuál de esos compuestos tiene puentes de hidrógeno? Explica tu respuesta.
23. ¿Habría más o menos puentes de hidrógeno si las moléculas de agua fueran lineales y no dobladas? Explica tu respuesta.
24. ¿Cuál de los compuestos presentan puentes de hidrógeno: amoniaco, NH_3, o metano, CH_4? Explica tu respuesta.
25. ¿En qué condición hay menos puentes de hidrógeno entre las moléculas: agua a 40 °C o agua a 80 °C?
26. Cuál compuesto,
    $H_2NCH_2CH_2NH_2$ o $CH_3CH_2CH_2NH_2$,
    esperas que tenga el punto de ebullición más elevado? Explica tu respuesta. Los dos compuestos tienen masas molares semejantes.
27. Explica por qué el alcohol para masajes (alcohol isopropílico) que se ha entibiado hasta la temperatura del organismo se sigue sintiendo frío cuando se aplica sobre la piel.
28. La presión de vapor, a 20 °C, para varios compuestos es:

alcohol metílico	96	torr
ácido acético	11.7	torr
benceno	74.7	torr
bromo	173	torr
agua	17.5	torr
tetracloruro de carbono	91	torr
mercurio	0.0012	torr
tolueno	23	torr

    a) Ordena las sustancias por orden creciente de rapidez de evaporación.
    b) ¿Cuál sustancia de la lista tendría el mayor punto de ebullición? ¿El menor?
29. Sugiere un método para hacer hervir el agua a 50 °C.
30. Explica por qué se obtiene mayor temperatura en una olla de presión que en una olla normal.
31. ¿Cuál es la relación entre la presión del vapor y el punto de ebullición?
32. Con base en la teoría cinético-molecular, explica por qué la presión de vapor aumenta con la temperatura.
33. ¿Por qué el agua tiene su punto de ebullición tan alto?
34. El punto de ebullición del amoniaco, NH_3, es -33.4 °C y el del dióxido de azufre, SO_2, es -10.0 °C. ¿Cuál de ellos tiene mayor presión de vapor a -40 °C?
35. Explica qué sucede físicamente cuando hierve una sustancia.
36. Explica por qué el HF (p eb = 19.4°C) tiene mayor punto de ebullición que el HCl (p eb = -85 °C), mientras que el F_2 (p eb = -188 °C) tiene menor punto de ebullición que el Cl_2 (p eb = -34 °C).
37. ¿Por qué un líquido en ebullición se mantiene a temperatura constante, a pesar de que se le agregue calor continuamente?
38. ¿A qué temperatura específica el éter etílico tendrá una presión de vapor de 760 torr?
39. ¿Por qué un lago se congela de la superficie hacia el fondo?
40. Qué temperatura teórica del agua cabría esperar que tuviera el agua de un lago muy profundo? Explica tu respuesta.

41. Escribe las ecuaciones que muestren cómo reaccionan con agua los metales siguientes: aluminio, calcio, hierro, sodio y zinc. Describe las condiciones en las que se lleva a cabo cada reacción.
42. La formación del oxígeno e hidrógeno a partir del agua, ¿es reacción exotérmica o endotérmica? ¿Cómo lo supiste?
43. a) ¿Qué es un anhídrido?
    b) ¿Qué tipo de compuesto es un anhídrido de ácido?
    c) ¿Qué tipo de compuesto es un anhídrido básico?
44. ¿Cuáles de las afirmaciones siguientes son correctas? Vuelve a redactar las incorrectas para que sean válidas.
    a) El proceso por el que una sustancia pasa directamente de sólido a gas se llama sublimación.
    b) Cuando se descompone el agua, la relación volumétrica de H_2:O_2 es 2:1, pero la relación gravimétrica de H_2 a O_2 es 1:8.
    c) La molécula de sulfuro de hidrógeno es mayor que la del agua.
    d) La transformación de hielo en agua es un proceso exotérmico.
    e) Las moléculas del agua y del fluoruro de hidrógeno son no polares.
    f) El puente de hidrógeno es más fuerte en el H_2O que en el H_2S, porque el oxígeno es más electronegativo que el azufre.
    g) $H_2O_2 \longrightarrow 2\ H_2O + O_2$ es una ecuación balanceada que representa la descomposición del peróxido de hidrógeno.
    h) El vapor a 100 °C puede causar quemaduras más graves que el agua líquida a 100 °C.
    i) La densidad del agua no depende de su temperatura.
    j) El líquido A hierve a menor emperatura que el líquido B. Esto indica que el líquido A tiene menor presión de vapor que el líquido B en cualquier temperatura dada.
    k) El agua hierve a mayor temperatura en las montañas que en el nivel del mar.
    l) No importa cuánto calor se agregue a una olla de agua pura en una estufa; no se puede aumentar su temperatura arriba del punto de ebullición.
    m) La presión de vapor de un líquido en su punto de ebullición es igual a la presión atmosférica prevaleciente.
    n) La temperatura normal de ebullición del agua es de 273 °C.
    o) La presión que ejerce un vapor en equilibrio con su líquido se llama presión de vapor del líquido.
    p) El sodio, el potasio y el calcio reaccionan con el agua para formar hidrógeno gaseoso y un hidróxido metálico.
    q) El óxido de calcio reacciona con el agua para formar hidróxido de calcio e hidrógeno gaseoso.
    r) El dióxido de carbono es el hidruro del ácido carbónico.
    s) El agua de un hidrato se llama agua de hidratación o agua de cristalización.
    t) Una sustancia que absorbe agua del aire hasta formar una solución se llama delicuescente.
    u) La destilación puede suavizar el agua, porque los minerales pasan al vapor y el agua que queda es agua blanda.
    v) La disposición de desperdicios industriales tóxicos en tiraderos es una solución a largo plazo muy satisfactoria al problema de qué hacer con esos desperdicios.
    w) La cantidad de calor necesaria para transformar 1 mol de hielo a 0 °C en líquido a 0 °C es 6.02 kJ (1.44 kcal).
    x) El $BaCl_2 \cdot 2\ H_2O$ tiene mayor porcentaje de agua que el $CaCl_2 \cdot 2\ H_2O$.

Ejercicios relacionados

Los siguientes ejercicios están relacionados uno a uno. A cada ejercicio con número impar sigue uno semejante con número par. Las respuestas a los ejercicios con número par aparecen en el apéndice V.

45. Escribe las fórmulas para los anhídridos de los siguientes ácidos: H_2SO_3, H_2SO_4, HNO_3
46. Escribe las fórmulas para los anhídridos de los ácidos siguientes: $HClO_4$, H_2CO_3, H_3PO_4
47. Escribe las fórmulas para los anhídridos de las siguientes bases: LiOH, NaOH, $Mg(OH)_2$
48. Escribe las fórmulas para los anhídridos de las bases siguientes: KOH, $Ba(OH)_2$, $Ca(OH)_2$
49. Completa y balancea las ecuaciones siguientes:
    (a) $Ba(OH)_2 \xrightarrow{\Delta}$
    (b) $CH_3OH + O_2 \longrightarrow$
    alcohol metílico
    (c) $Rb + H_2O \longrightarrow$
    (d) $SnCl_2 \cdot 2\ H_2O \xrightarrow{\Delta}$
    (e) $HNO_3 + NaOH \longrightarrow$
    (f) $CO_2 + H_2O \longrightarrow$
50. Completa y balancea las ecuaciones siguientes:
    (a) $Li_2O + H_2O \longrightarrow$
    (b) $KOH \xrightarrow{\Delta}$
    (c) $Ba + H_2O \longrightarrow$
    (d) $Cl_2 + H_2O \longrightarrow$
    (e) $SO_3 + H_2O \longrightarrow$
    (f) $H_2SO_3 + KOH \longrightarrow$

51. Escribe el nombre de cada uno de los hidratos siguientes:
   (a) $BaBr_2 \cdot 2\ H_2O$
   (b) $AlCl_3 \cdot 6\ H_2O$
   (c) $FePo_4 \cdot 4\ H_2O$
53. Describe la diferencia entre agua desionizada y
   a) agua dura
   b) agua blanda o suave
55. ¿Cuántas moles de sustancia hay en 100. g de $CoCl_2 \cdot 6\ H_2O$?
57. ¿Cuántas moles de agua se pueden obtener de 100. g de $CoCl_2 \cdot 6\ H_2O$?
59. Cuando se compran sales de Epsom, $MgSO_4 \cdot 7\ H_2O$, ¿qué porcentaje de la sustancia es agua?
61. La sal de Saturno es un hidrato del acetato de plomo, $Pb(C_2H_3O_2)_2$, que contiene 14.2% de H_2O. ¿Cuál es la fórmula empírica del hidrato?
63. ¿Cuántos joules se necesitan para transformar 120. g de agua a 20. °C en vapor a 100. °C?
*65. Se agregan 100. g de hielo, a 0 °C, a 300. g de agua a 25 °C. ¿Es suficiente el hielo para bajar la temperatura del sistema a 0 °C y tener sobrante de hielo? Demuestra tu respuesta.
*67. Si se agregaran 75 g de hielo a 0.0 °C a 1.5 L de agua a 75 °C, ¿cuál sería la temperatura final de la mezcla?
69. ¿Cuántos gramos de agua reaccionan con cada una de las sustancias siguientes?
   a) 1.00 mol de K
   b) 1.00 mol de Ca
   c) 1.00 mol de SO_3

52 Escribe el nombre de cada uno de los hidratos siguientes:
   (a) $MgNH_4PO_4 \cdot 6\ H_2O$
   (b) $FeSO_4 \cdot 7\ H_2O$
   (c) $SnCI_4 \cdot 5\ H_2O$
54. Describe la diferencia entre agua desionizada y
   a) agua destilada.
   b) agua natural.
56. ¿Cuántas moles de sustancia hay en 100. g de $FeI_2 \cdot 4\ H_2O$?
58. ¿Cuántas moles de agua se pueden obtener de 100. g de $FeI_2 \cdot 4\ H_2O$?
60. Calcula el porcentaje, en masa, de agua en el hidrato $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18\ H_2O$.
62. Se calentaron 25.0 g de un hidrato del $FePO_4$ hasta que ya no se expulsó agua. La masa de la muestra anhidra fue 16.9 g. ¿Cuál es la fórmula empírica del hidrato?
64. ¿Cuántos joules se deben eliminar de 126 g de agua a 24 °C para formar hielo a 0 °C?
*66. Se agregan 35.0 g de vapor a 100 °C, a 300. g de agua a 25 °C. ¿Es suficiente ese vapor para calentar toda el agua hasta 100 °C y tener sobrante de vapor? Demuestra tu respuesta.
*68. Si se absorbieran 9560 J de energía en 500.g de hielo a 0.0 °C, ¿cuál sería la temperatura final?
70. ¿Cuántos gramos de agua reaccionan con cada una de las sustancias siguientes?
   a) 1.00 g de Na
   b) 1.00 g de MgO
   c) 1.00 g de N_2O_5

Ejercicios adicionales

Los ejercicios siguientes no están relacionados ni agrupados por tema; son para que adquieras más práctica en la aplicación de los conceptos descritos en este capítulo.

71. Imagina que hay un plato de alcohol dentro de una bandeja de agua. Si se sopla por la bandeja el alcohol se evaporaría, mientras que el agua se enfriaría bastante y al final se congelaría. Explica por qué.
72. Independientemente de lo cálido que pueda estar el ambiente exterior, siempre se siente frío cuando sale uno de la piscina, del mar o de la regadera. Explica por qué.
73. Traza una curva de calentamiento para una sustancia *X*, cuyo punto de fusión es de 40 °C y cuyo punto de ebullición es de 65 °C.
   a) Describe lo que se observa cuando se calienta una muestra de 60. g de *X* de 0 °C a 100 °C.
   b) Si el calor de fusión de *X* es de 80. J/g, el de vaporización es de 190. J/g y si se necesitan 3.5 J para calentar 1 °C 1 g de *X*, ¿cuánta energía será necesaria para efectuar el cambio descrito en a)?
74. ¿Por qué la presión de vapor de un líquido aumenta al aumentar su temperatura?
75. En la cima del Everest, a 8840 m sobre el nivel del mar, la presión aproximada es de 270 torr. tomando como base la figura 13.4 determina la temperatura aproximada de ebullición del agua en el Everest.
76. Explica cómo se puede usar el sulfato de cobre(II) anhidro, $CuSO_4$, como indicador de humedad.
77. Escribe las fórmulas del sulfato de magnesio heptahidratado y del fosfato de disodio e hidrógeno dodecahidratado.
78. ¿Cómo se puede emplear el jabón para preparar agua suavizada a partir de agua dura? ¿Qué objeciones hay en esta aplicación del jabón?
79. ¿Qué sustancia se usa mucho para destruir las bacterias en el agua?
80. ¿Qué sustancia, que no sea el cloro ni sus compuestos, se puede emplear para desinfectar el agua de uso doméstico?
81. Algunos contaminantes orgánicos del agua se pueden oxidar

mediante oxígeno molecular disuelto. ¿Qué efecto perjudicial puede ocasionar el consumo del oxígeno en el agua?

82. ¿Por qué no se deben tomar líquidos almacenados en recipientes de cerámica, en especial los no vidriados?

83. Escribe la ecuación química que describe cómo una zeolita reblandecedora del agua elimina los iones de magnesio.

84. Escribe una ecuación química que muestre cómo se puede suavizar agua dura que contenga cloruro de calcio, $CaCl_2$, con el uso de carbonato de sodio, Na_2CO_3.

85. ¿En qué difieren las estructuras químicas de un humectante y de un emoliente?

86. Explica cómo los humectantes y los emolientes ayudan a humectar la piel.

87. Explica la teoría del triángulo de la dulzura.

88. ¿Cuáles son las características de un buen edulcorante?

89. ¿Cuántas calorías se necesitan para transformar 225 g de hielo a 0 °C en vapor a °00. °C?

90. El calor molar de vaporización es la cantidad de joules necesarios para transformar una mol de una sustancia líquida en vapor a su punto de ebullición. ¿Cuál es el calor molar de vaporización del agua?

***91.** El calor específico del zinc es de 0.096 cal/g °C. Calcula la energía necesaria para elevar la temperatura de 250. g de zinc desde la temperatura ambiente (20.0 °C) hasta 150. °C.

***92.** Supón que se agregan 150. g de hielo a 0.0 °C, a 0.120 L de agua a 45 °C. Si se agita la mezcla y se deja enfriar a 0.0 °C, ¿cuántos gramos de hielo quedan?

93. ¿Cuántos joules se liberan al condensar 50.0 mol de vapor a 100.0 °C, dejando que el agua se enfríe a 30 °C?

94. ¿Cuántos kilojoules se necesitan para transformar 100. g de hielo a -10.0 °C en agua a 20.0 °C? El calor específico del hielo de -10.0 hasta 0 °C es de 2.01 J/g °C.

95. ¿Qué masa de agua se debe descomponer para producir 25.0 L de oxígeno en condiciones normales?

***96.** Supón que se evapora 1.00 mol de agua en 1.00 día. Cuántas moléculas de agua, en promedio, salen de la superficie cada segundo?

***97.** Se agrega cierta cantidad de ácido sulfúrico a 100. mL de agua. El volumen final de la solución es de 122 mL y su densidad es de 1.26 g/mL. ¿Qué masa de ácido se agregó. Supón que la densidad del agua es de 1.00 g/ml.

98. Mediante una chispa se enciende una mezcla de 80.0 mL de hidrógeno y 60.0 mL de oxígeno, para producir agua.
- **a)** ¿Queda sin reaccionar algo de gas? ¿Cuál de ellos, el H_2 o el O_2?
- **b)** ¿Qué volumen de qué gas, si es que lo hay, queda sin reaccionar? Supón que las condiciones de temperatura y presión son las mismas antes y después de la reacción.

99. Un estudiante de reflejos lentos mete su mano en un chorro de vapor a 100.°C hasta que se ha condensado 1.5 g de agua. Si el agua se enfría después a la temperatura ambiente, 20.0 °C, ¿cuántos joules absorbió la mano del estudiante?

Respuestas a los ejercicios de práctica

13.1 8.5 °C, 28 °C, 73 °C y 93 °C
13.2 aproximadamente 93 °C
13.3 44.7 kJ
13.4 a) sí, b) sí, c) no

Capítulo 14
Soluciones



El océano es una solución salina que cubre la mayor parte de la superficie terrestre.

La mayor parte de las sustancias que nos encontramos en nuestra vida cotidiana se trata de mezclas. Con frecuencia son mezclas homogéneas, que se llaman *soluciones*. Cuando decimos solución, vienen a la mente ejemplos como los jugos, el plasma sanguíneo, los refrescos o el vino. Todas esas soluciones tienen al agua como principal componente, pero hay muchas sustancias comunes como el aire, la gasolina y el acero que también son soluciones y no contienen agua. ¿Cuáles son los componentes principales de una solución? ¿Por qué algunas sustancias se mezclan mientras que otras no? ¿Qué efecto tiene una sustancia disuelta sobre las propiedades de la solución? La respuesta a esas preguntas es el primer paso para comprender el papel de las soluciones que manejamos todos los días.

14.1 Propiedades generales de las soluciones

solución

soluto

solvente

La palabra **solución** se usa en química para describir un sistema en el que una o más sustancias están mezcladas homogéneamente o disueltas en otra sustancia. Una solución simple tiene dos componentes: un soluto y un solvente. El **soluto** es el componente que se disuelve, o el de menor abundancia en la solución. El **solvente** es el agente que disuelve o el componente más abundante de la solución. Por ejemplo, cuando disolvemos sal en agua para formar una solución, la sal es el soluto y el agua el solvente. Hay soluciones complejas que contienen más de un soluto y, o más de un solvente.

A partir de los tres estados de la materia —sólido, líquido y gaseoso— es posible preparar nueve tipos distintos de soluciones: sólido disuelto en sólido, sólido disuelto en líquido, sólido disuelto en gas, líquido disuelto en líquido, etcétera. Entre ellos, los tipos más comunes de solución son de sólido disuelto en líquido, líquido disuelto en líquido, gas di-

suelto en líquido y gas disuelto en gas. En la tabla 14.1, presentamos una lista de algunos tipos comunes de soluciones.



Cuando se disuelven los cristales de $KMnO_4$ se forman estelas cuyo color es púrpura.

TABLA 14.1 **Tipos comunes de soluciones**

Fase de la solución	Soluto	Solvente	Ejemplo
Gaseosa	Gas	Gas	Aire
Líquida	Gas	Líquido	Gaseosas
Líquida	Líquido	Líquido	Anticongelante
Líquida	Sólido	Líquido	Agua salada
Sólida	Gas	Sólido	H_2 en Pt
Sólida	Sólido	Sólido	Latón

Una solución verdadera es aquella en la que las partículas del soluto disuelto tienen tamaño molecular o iónico, casi siempre entre los límites de 0.1 a 1 nm (10^{-8} a 10^{-7} cm). Las propiedades de una solución verdadera son las siguientes:

1. Es una mezcla homogénea de dos o más componentes —el soluto y el solvente— y tiene composición variable; esto es, se puede hacer variar la relación de soluto a solvente.
2. El soluto disuelto tiene tamaño molecular o iónico.
3. Puede ser incolora o tener color, pero casi siempre es transparente.
4. El soluto permanece distribuido uniformemente por la solución y no se sedimenta con el tiempo.
5. El soluto se puede separar del solvente, en el caso general, mediante procedimientos puramente físicos (por ejemplo, por evaporación).

Estas propiedades se pueden ver en las soluciones acuosas de azúcar y de permanganato de potasio. Imagina que preparamos dos soluciones de azúcar; la primera contiene 10 g de azúcar, que agregamos a 100 mL de agua, y la segunda, 20 g de azúcar en 100 mL de agua. Agitamos cada una hasta que se disuelve todo el soluto, con lo que queda demostrado que podemos hacer variar la composición de una solución. Cada porción de la solución tiene el mismo sabor dulce, porque las moléculas de azúcar están distribuidas uniformemente. Si guardáramos la solución para no perder solvente, tendría el mismo aspecto y sabría igual después de una semana o un mes. Las propiedades de la solución no cambian después de pasarla a través de un papel filtro. Pero si evaporamos con cuidado el agua, podemos obtener de nuevo el azúcar de la solución.

Para ver cómo se disuelve el permanganato de potasio, $KMnO_4$, podemos pegar algunos cristales de esa sustancia a una poca de parafina o de cemento de caucho en el extremo de una varilla de vidrio, sumergiendo toda la varilla con el extremo con cristales hacia arriba en una probeta llena de agua. Casi de inmediato aparece el bello color púrpura de los iones permanganato disueltos, MnO_4^-, en la punta de la varilla, y se dirige hacia el fondo a medida que los cristales se disuelven. El color púrpura quedará, primero, en el fondo del cilindro porque el $KMnO_4$ es más denso que el agua. Pero después de algún tiempo, el color se dispersa hasta quedar distribuido uniformemente por la solución. Esta dispersión demuestra que las moléculas y los iones se mueven libre y espontáneamente (se difunden) en un líquido o una solución.

La estabilidad de la solución se explica mediante la teoría cinético-molecular (ve la secc. 12.2). Según dicha teoría, las partículas del soluto y del solvente —que son moléculas y, o iones— están en movimiento aleatorio constante. Ese movimiento es lo suficientemente

Muchos químicos emplean el término sal como sinónimo de *compuesto iónico*.

energético para evitar que las partículas del soluto se asienten bajo la influencia de la gravedad.

14.2 Solubilidad

solubilidad

La palabra **solubilidad** describe la cantidad de una sustancia (el soluto) que se disuelve en determinada cantidad de otra sustancia (el solvente) en determinadas condiciones. Por ejemplo, 36.0 g de cloruro de sodio se disuelven en 100 g de agua a 20 °C. Se dice, por consiguiente, que la solubilidad del NaCl en agua es de 36.0 g/100 g de H_2O a 20 °C.

Con frecuencia, el término solubilidad se emplea de un modo relativo. Por ejemplo, decimos que una sustancia es muy soluble, moderadamente soluble, ligeramente soluble o insoluble. Aunque estos términos no indican exactamente cuánto soluto se va a disolver, se usan mucho para describir, cualitativamente, la solubilidad de una sustancia.

concentración de la solución

miscibles

inmiscibles

Hay otros dos términos que se emplean con frecuencia para describir la solubilidad: *miscible* e *inmiscible*. Los líquidos que se pueden mezclar para formar una solución son **miscibles**; los que no forman soluciones, o que en general son insolubles entre sí son **inmiscibles**. El alcohol metílico y el agua son miscibles entre sí en todas proporciones. El aceite y el agua son inmiscibles y forman dos capas separadas al mezclarlos, como se ve en la figura 14.1.

Los lineamientos generales para la solubilidad de los compuestos iónicos comunes (las sales) se ven en la figura 14.2. Estos lineamientos tienen algunas excepciones, pero proporcionan una buena base para los compuestos que veremos en este curso. En la tabla de solubilidades, del apéndice 4, presentamos las solubilidades de más de 200 sustancias. Los datos de solubilidad de miles de compuestos se pueden conocer consultando las fuentes normales de referencia*.

La expresión cuantitativa de la cantidad de un soluto disuelto en determinada cantidad de solvente se llama **concentración de la solución**. Existen varios métodos de expresar la concentración, que describiremos en la sección 14.6.

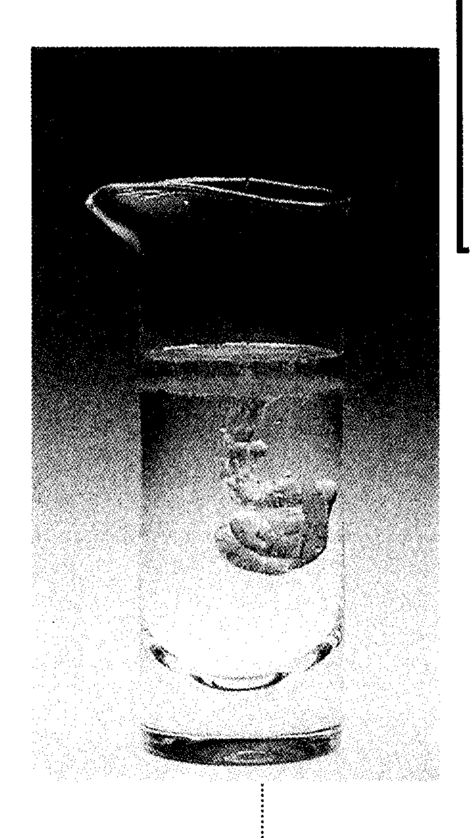


Figura 14.1
Conjunto inmiscible de aceite y agua.

14.3 Factores relacionados con la solubilidad

Predecir las solubilidades es complicado y difícil. Hay muchas variables, como el tamaño de los iones, su carga, la interacción entre ellos, la interacción entre el soluto y el solvente y la temperatura, entre otros, que complican el problema. Debido a tantos factores que intervienen, las reglas generales de la solubilidad de la figura 14.2 tienen muchas excepciones. Sin embargo, esas reglas son muy útiles, porque se aplican a muchos de los compuestos más comunes con que nos encontramos al estudiar la química. Ten en cuenta que se trata de reglas y no de leyes y que por consiguiente están sujetas a excepciones. Por fortuna, es relativamente fácil determinar la solubilidad de un soluto en forma experimental. A continuación, describiremos algunos factores relacionados con la solubilidad.

La naturaleza del soluto y del solvente

El viejo adagio "lo semejante disuelve a lo semejante" tiene aplicación general. Las sustancias polares o iónicas tienden a ser más miscibles, o solubles, con otras sustancias polares.

*Los dos manuales que comúnmente se usan son *Lange's Handbook of Chemistry*, 13 ed. (Nueva York: McGraw Hill, 1985), y *Handbook of Chemistry and Physics*, 76th ed. (Cleveland: Chemical Rubber Co., 1996).

Las sustancias no polares tienden a ser miscibles con otras sustancias no polares y menos miscibles con las sustancias polares. Así, los compuestos iónicos, que son polares, tienden a ser mucho más solubles en agua, que es polar, que en solventes como el éter, el hexano o el benceno, que esencialmente son no polares. El cloruro de sodio, que es una sustancia iónica, es soluble en agua, ligeramente soluble en alcohol etílico (que es menos polar que el agua) e insoluble en éter y benceno. El pentano, C_5H_{12}, sustancia no polar, sólo es ligeramente soluble en agua, pero es muy soluble en benceno y en éter.

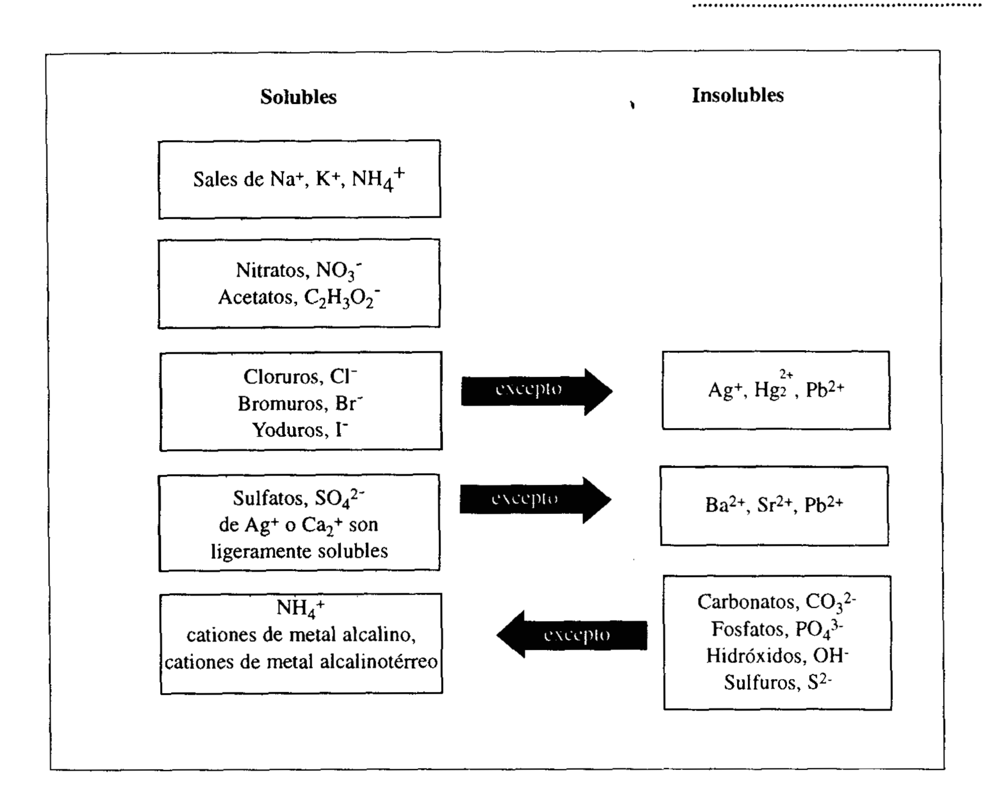


Figura 14.2
Solubilidad de diversos iones. Las sustancias que los contienen, del lado izquierdo, son casi siempre solubles en agua fría, mientras las que contienen los iones del lado derecho son insolubles en agua fría. Las flechas apuntan hacia las excepciones.

A nivel molecular, la formación de una solución a partir de dos sustancias no polares, como el hexano y el benceno, se puede visualizar como un proceso de mezclado simple. Las moléculas no polares, como tienen poca tendencia a atraerse o a repelerse entre sí, se mezclan con facilidad y forman una fase homogénea.

La formación de soluciones a partir de sustancias polares es mucho más complicada. Veamos, por ejemplo, el proceso mediante el cual el cloruro de sodio se disuelve en el agua (Fig. 14.3). Las moléculas de agua son muy polares y son atraídas a otras moléculas polares o a iones. Cuando los cristales de sal se sumergen en agua, las moléculas polares de agua son atraídas hacia los iones sodio y cloruro de las superficies cristalinas y debilitan la atracción entre los iones Na^+ y Cl^-. El extremo positivo del dipolo del agua es atraído hacia los iones Cl^- y el extremo negativo del dipolo agua hacia los iones Na^+. La atracción debilitada entre sí permite que los iones se aparten, haciendo lugar para más dipolos de agua. Así, los iones superficiales quedan rodeados por moléculas de agua y se transforman en iones hidratados $Na^+(ac)$ y $Cl^-(ac)$, que se difunden paulatinamente apartándose de los cristales y disolviéndose en la solución:

$$\text{NaCl (cristal)} \xrightarrow{H_2O} Na^+(ac) + Cl^-(ac)$$

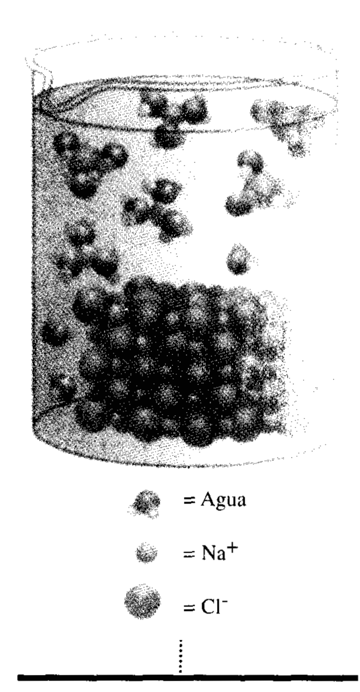


Figura 14.3
Disolución de cloruro de sodio en el agua. Las moléculas polares del agua son atraídas hacia los iones Na^+ y Cl^- en el cristal de sal, debilitando la atracción mutua entre ellos. A medida que se debilita esa atracción, los iones se alejan y quedan rodeados por dipolos de agua. Los iones hidratados se difunden lentamente y se alejan del cristal, disolviéndose en la solución.

Al revisar los datos de la tabla 14.2, vemos algunas de las cuestiones complejas relacionadas con la solubilidad. Por ejemplo: ¿por qué los halogenuros de litio, menos el fluoruro de litio, son más solubles que los de sodio y de potasio? ¿Por qué las solubilidades del fluoruro de litio y el fluoruro de sodio son tan bajas en comparación con las de otros halogenuros de metal? ¿Por qué la solubilidad del LiF, NaF y NaCl no aumentan proporcionalmente al aumentar la temperatura, como las solubilidades de los otros halogenuros metálicos? El cloruro de sodio se disuelve bastante en el agua, pero es insoluble en solución concentrada de ácido clorhídrico, HCl. Por otro lado, el LiF y el NaF no son muy solubles en agua, pero son bastante solubles en solución de ácido fluorhídrico, ¿por qué? En este libro, no contestaremos directamente estas preguntas, pero ahí quedan para despertar tu curiosidad, para que leas e investigues algo acerca de las propiedades de las soluciones.

TABLA 14.2 **Solubilidad de los halogenuros de metales alcalinos en el agua**

Sal	**Solubilidad (g de sal/100 g de H_2O) 0°C**	**100°C**
LiF	0.12	0.14 (a 35 °C)
LiCl	67	127.5
LiBr	143	266
LiI	151	481
NaF	4	5
NaCl	35.7	39.8
NaBr	79.5	121
NaI	158.7	302
KF	92.3 (a 18 °C)	Muy soluble
KCl	27.6	57.6
KBr	53.5	104
KI	127.5	208

El efecto de la temperatura sobre la solubilidad

La temperatura tiene gran efecto sobre la solubilidad de la mayor parte de las sustancias. Casi todos los solutos tienen solubilidad limitada en un solvente específico a determinada temperatura. Para la mayor parte de los sólidos disueltos en líquido, al aumentar la temperatura aumenta su solubilidad (ve la Fig. 14.4). Sin embargo, no hay regla de vigencia general que rija la solubilidad de los sólidos en los líquidos al cambiar la temperatura. La solubilidad de algunos sólidos aumenta sólo ligeramente al aumentar la temperatura (ve el NaCl en la figura 14.4); la de algunos disminuye al aumentar la temperatura (ve el Li_2SO_4 en la figura 14.4).

Por otra parte, la solubilidad de un gas en agua decrece, casi siempre, al aumentar la temperatura (ve HCl y SO_2 en la figura 14.4). Las diminutas burbujas que se forman al calentar el agua se deben a la menor solubilidad del aire a mayores temperaturas. Esta menor solubilidad de los gases a mayores temperaturas se explica en términos de la teoría cinético-molecular suponiendo que, para disolverse, las moléculas de gas deben formar enlaces

de algún tipo con las moléculas del líquido. Al aumentar la temperatura, la solubilidad del gas disminuye porque aumenta la energía cinética (la velocidad) de las moléculas del gas y ello aminora su capacidad de formar "enlaces" con las moléculas del líquido.

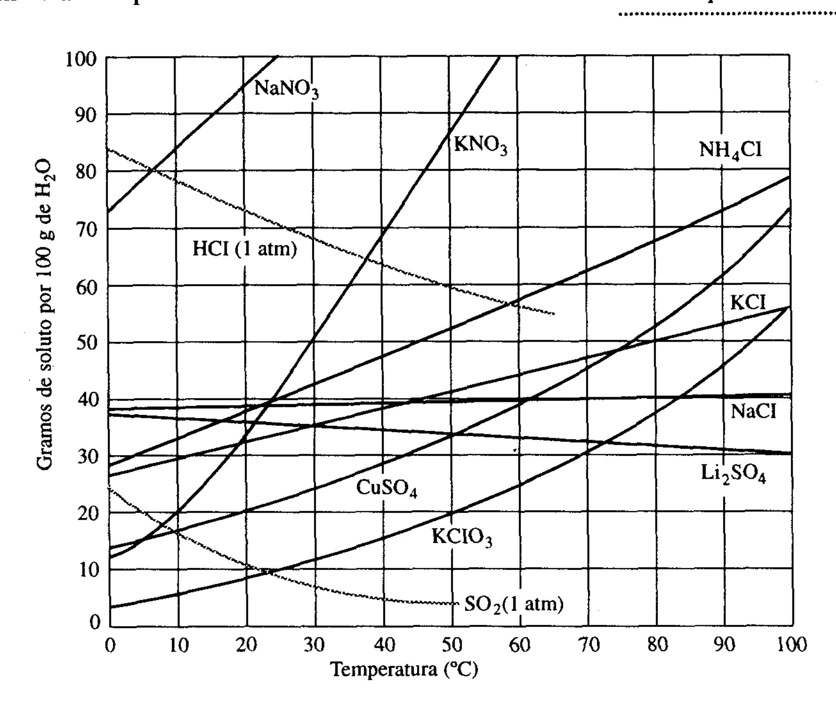


Figura 14.4
Solubilidad de varios compuestos en agua. Los sólidos se representan en color negro y los gases en gris.

El efecto de la presión sobre la solubilidad

Los cambios pequeños de presión tienen poco efecto sobre la solubilidad de los sólidos en líquidos o de líquidos en líquidos, pero tienen un efecto pronunciado sobre la solubilidad de gases en líquidos. La solubilidad de un gas en un líquido es directamente proporcional a la presión de ese gas sobre la solución. Por consiguiente, la cantidad de gas que se disuelve se duplica si la presión de ese gas sobre la solución se duplica. Por ejemplo, las bebidas carbonatadas contienen dióxido de carbono disuelto a presión mayor que la atmosférica. Cuando se destapa una botella de soda, la presión se reduce de inmediato hasta la presión atmosférica y el exceso de dióxido de carbono burbujea y sale de la solución.



Al verter cerveza en un tarro se percibe el efecto de la presión sobre la solubilidad. El CO_2 que se desprende es el que produce la espuma.

14.4 Rapidez de disolución de los sólidos

La rapidez con la que se disuelve un sólido está determinada por 1) el tamaño de las partículas de soluto, 2) la temperatura, 3) la concentración de la solución y 4) el grado de agitación. Veamos cada uno de estos factores.

1. *Tamaño de partícula.* Un sólido sólo se puede disolver en la superficie que está en contacto con el solvente. Como la relación de superfice a volumen aumenta a medida que el tamaño disminuye, los cristales más pequeños se disuelven con más rapidez que los grandes. Por ejemplo, si un cristal de sal de 1 cm por lado (6 cm^2 de área superficial) se divide en 1000 cubos, cada uno de 0.1 cm por lado, la superficie total de los cubos pequeños es de 60 cm^2, que representa un aumento de diez veces en el área superficial de la misma cantidad de materia (ve la Fig. 14.5).

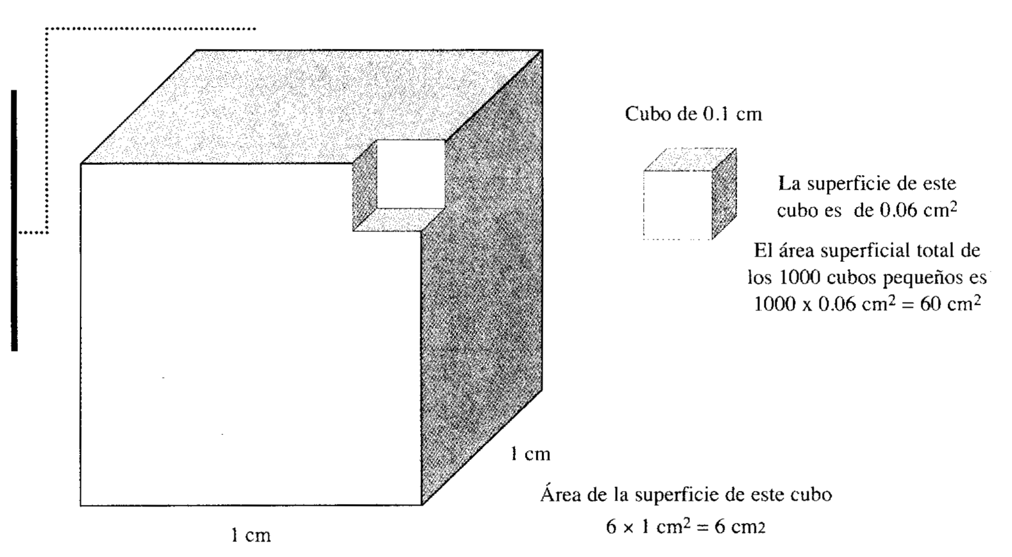


Figura 14.5
Área superficial de los cristales. El área superficial de un cristal que mide 1 cm por lado es de 6 cm^2. Si el cristal se subdivide en 1000 cristales más pequeños, cada uno de 0.1 cm por lado, el área superficial total aumenta a 60 cm^2.

2. *Temperatura.* En la mayor parte de los casos, la rapidez de disolución de un sólido aumenta con la temperatura. Esto se debe a efectos cinéticos. Las moléculas de solvente se mueven con mayor rapidez a mayores temperaturas y chocan las superficies sólidas con más frecuencia y más impulso haciendo que la rapidez de disolución aumente.
3. *Concentración de la solución.* Cuando el soluto y el solvente se mezclan por primera vez, la rapidez de disolución es máxima. A medida que la concentración de la solución aumenta y que ésta se acerca más a la saturación, la rapidez de disolución disminuye mucho. En la figura 14.6, vemos gráficamente la rapidez de disolución. Observa que se disuelven unos 17 g en el primer intervalo de 5 minutos, pero sólo se disuelve 1 g en el cuarto intervalo. Aunque los diversos solutos muestran distintas rapideces, la rapidez de disolución siempre se hace muy lenta cuando la concentración se acerca al punto de saturación.

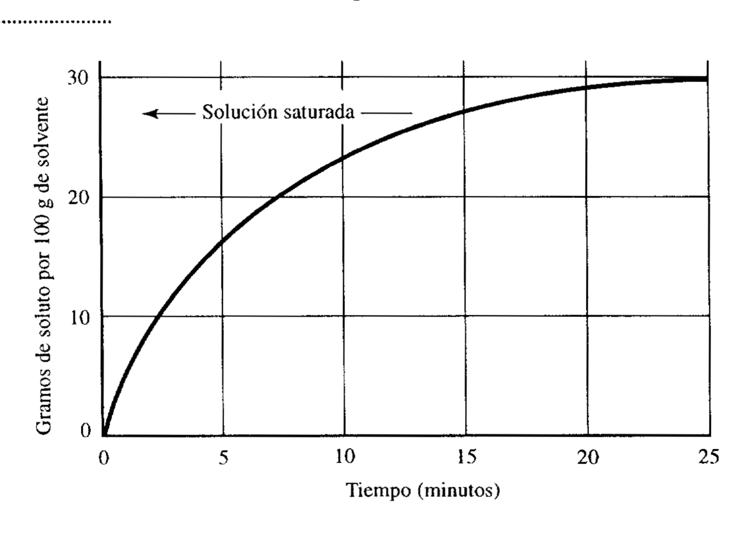


Figura 14.6
Rapidez de disolución de un soluto sólido en un solvente líquido. La rapidez es máxima al principio y disminuye a medida que la concentración se acerca a la saturación.

4. *Agitación o mezclado.* El efecto de la agitación o mezclado es cinético. Cuando se agrega un sólido por primera vez al agua, el único solvente con el que se pone

QUÍMICA EN ACCIÓN

Lagos letales

En una nación africana, Camerún, hay dos pueblos en las orillas de lagos que pueden ser letales para los humanos. Los habitantes de esos pueblos no mueren por ahogarse en los lagos, ni por tomar agua contaminada. Mueren de asfixia por dióxido de carbono. Los lagos emiten, a intervalos regulares, nubes de dióxido de carbono. Treinta y siete personas murieron cerca del lago Monoun en agosto de 1984; exactamente dos años después, murieron 1700 personas en el cercano lago Nyos.

Al estudiar esos lagos, que ocupan cráteres volcánicos, se encontró que el CO_2 se percuela hacia el agua freática y llega al fondo de esos lagos. Se acumula hasta concentraciones peligrosas, porque el agua se estratifica en capas que no se mezclan. Una capa limítrofe, llamada *quimoclina*, separa a los estratos y mantiene al agua dulce en la superficie del lago. Las capas inferiores contienen minerales y gases (incluyendo CO_2) disueltos.

Los desastres se originan cuando algo perturba los estratos. Un terremoto, un deslizamiento o hasta los vientos pueden desatar el fenómeno. Cuando se forman olas y atraviesan el lago, los estratos dentro de él se mezclan. Cuando el agua profunda que contiene al CO_2 sube cerca de la superficie, el CO_2 disuelto se desprende de la solución, casi como las burbujas se desprenden al abrir una lata de soda. Junto al lago Nyos, donde murieron 1700 personas, la nube de CO_2 se esparció pasando sobre el borde del cráter y descendió por un valle fluvial. Como el CO_2 es más denso que el aire, la nube permaneció cerca del suelo. Viajó a la asombrosa velocidad de 45 millas por hora, matando a personas que se encontraban hasta a 25 millas de distancia.

Aunque los investigadores no saben exactamente qué origina que las capas de agua se revuelvan, sí pudieron medir la rapidez con la que el gas entra en el fondo del lago. Es tan alta esa velocidad, que hay quienes creen que en el fondo del lago Nyos el agua puede saturarse en menos de 20 años y el lago Monoun podría saturarse en menos de 10 años.

Los científicos e ingenieros trabajan tratando de bajar las concentraciones del gas en ambos lagos. En el lago Monoun, bombean al agua a través de tubería desde el fondo del lago hasta la superficie, para soltar lentamente el gas. El lago Nyos es muy grande y presenta mayores problemas. Uno de sus extremos está sostenido por un débil dique natural. Si éste reventara, el agua del lago se esparcería en un valle donde viven unas 10 000 personas y podría presentarse un desprendimiento de CO_2. El agua se podría bombear del lago para desprender el CO_2 y bajar el nivel del lago, para poder reparar el dique, pero el financiamiento de esos proyectos es incierto. Mientras no se recabe el dinero necesario para aliviar la acumulación de gases, esos lagos representan desastres a punto de suceder.

en contacto se encuentra en su cercanía inmediata. Al disolverse el sólido, la cantidad de soluto disuelto alrededor del sólido se concentra cada vez más y la rapidez de disolución decrece. Si no se agita la mezcla, el soluto disuelto se difunde muy lentamente por la solución; pueden pasar semanas para que el sólido se disuelva totalmente. Al agitar, el soluto disuelto por la solución se distribuye rápidamente y se pone en contacto más solvente con él, haciendo que se disuelva con mayor rapidez.

14.5 Las soluciones: su papel como medio de reacción

En muchos casos es necesario poner a las sustancias en solución para que reaccionen químicamente. Podemos escribir la ecuación de la reacción de doble desplazamiento entre el cloruro de sodio y el nitrato de plata:

$$NaCl + AgNO_3 \longrightarrow AgCl + NaNO_3$$

Pero supongamos que hemos mezclado NaCl sólido con $AgNO_3$ sólido y buscamos qué cambio se ha efectuado. Si es que ocurre una reacción, es lenta y, virtualmente, indetectable. De hecho, las estructuras cristalinas del NaCl y el $AgNO_3$ son tan distintas que podríamos separar las sustancias escogiendo cada tipo de cristal de la mezcla. Pero si disolvemos por separado al NaCl y al $AgNO_3$ y mezclamos las dos soluciones, observaremos la formación inmediata de un precipitado blanco, como cuajo, de cloruro de plata.

Las moléculas o los iones deben entrar en íntimo contacto, o chocar entre sí, para reaccionar. En el ejemplo anterior, los dos sólidos no reaccionaron porque los iones estaban aprisionados firmemente dentro de sus estructuras cristalinas. Pero cuando el NaCl y el $AgNO_3$ se disolvieron, sus redes cristalinas se rompieron, y los iones se pusieron en movimiento. Al mezclar las dos soluciones, los iones Ag^+ y Cl^-, en movimiento, se pusieron en contacto y reaccionaron formando AgCl insoluble que precipita y sale de la solución. Los iones Na^+ y NO_3^-, solubles, permanecieron en movimiento en la solución, pero si el agua se evapora forman la sal cristalina $NaNO_3$:

$$\mathbf{NaCl}(ac) + \mathbf{AgNO_3}(ac) \longrightarrow \mathbf{AgCl}(s) + \mathbf{NaNO_3}(ac)$$

$$\underbrace{\mathbf{Na^+}(ac) + \mathbf{Cl^-}(ac)}_{\text{solución de cloruro de sodio}} + \underbrace{\mathbf{Ag^+}(ac) + \mathbf{NO_3^-}(ac)}_{\text{solución de nitrato de plata}} \longrightarrow \underbrace{\mathbf{AgCl}(s)}_{\text{cloruro de plata}} + \underbrace{\mathbf{Na^+}(ac) + \mathbf{NO_3^-}(ac)}_{\text{nitrato de sodio en solución}}$$

Al mezclar las dos soluciones, obtenemos un medio o espacio en el que pueden reaccionar los iones Ag^+ y Cl^-. (Ve, en el capítulo 15, más descripciones de las reacciones iónicas).

También, las soluciones funcionan como agentes de dilución en reacciones en las que los reactivos sin diluir se combinarían entre sí con mucha violencia. Es más, el método adecuado para manejar cantidades específicas y exactas de reactivo es preparar una solución de concentración conocida del mismo.

14.6 Concentración de las soluciones

La concentración de una solución expresa la cantidad de soluto disuelta en determinada cantidad de solvente o de solución. Como muchas veces las reacciones se llevan a cabo en solución, es importante comprender los métodos para expresar la concentración y conocer cómo se preparan soluciones de determinadas concentraciones. La concentración de una solución se puede expresar cualitativa o cuantitativamente. Comenzaremos echando un vistazo a los métodos cualitativos para expresar la concentración.

Soluciones diluidas y concentradas

Cuando decimos que una solución es *diluida* o *concentrada* estamos expresando, en forma relativa, la cantidad de soluto presente. Un gramo de un compuesto y 2 g de un compuesto en una solución forman soluciones diluidas si se comparan con el mismo volumen de solución que contiene 20 g de la sustancia. El ácido clorhídrico concentrado común y corriente contiene 12 moles de HCl por litro de solución. En algunos laboratorios, el ácido diluido se prepara mezclando volúmenes iguales de agua con ácido concentrado. En otros, el ácido concentrado se diluye con dos o tres volúmenes de agua, dependiendo de su uso. Por consiguiente, el término **solución diluida** describe una solución que contiene una cantidad relativamente pequeña de soluto disuelto. Por el contrario, una **solución concentrada** contiene cantidades relativamente grandes disueltas del soluto.

solución diluida

solución concentrada

Soluciones saturadas, no saturadas y sobresaturadas

A determinada temperatura existe un límite de la cantidad de soluto que se puede disolver en determinada cantidad de agua. Al alcanzar este límite, se dice que la solución resultante está o es saturada. Por ejemplo, cuando se colocan 40.0 g de KCl en 100 g de H_2O a 20 °C, vemos que se disuelven 34.0 g de KCl y 6.0 g de KCl quedan sin disolver. La solución que se formó es una solución saturada de KCl.

En una solución saturada hay dos procesos que suceden simultáneamente. El sólido se disuelve en la solución y, al mismo tiempo, el soluto disuelto se cristaliza y sale de la solución. Podemos expresar lo anterior en la siguiente forma:

$$\text{soluto (sin disolver)} \rightleftharpoons \text{soluto (disuelto)}$$

Cuando estos dos procesos opuestos se llevan a cabo a la misma velocidad, la cantidad de soluto en solución es constante y se establece un estado de equilibrio entre el soluto disuelto y el no disuelto. Por consiguiente, una **solución saturada** contiene al soluto disuelto en equilibrio con el soluto no disuelto.

solución saturada

Es importante mencionar la temperatura de una solución saturada, porque si la solución está saturada a cierta temperatura, puede no estarlo a otra. Si la temperatura de una solución saturada cambia, se perturba el equilibrio, cambia la cantidad del soluto disuelto y se establece un nuevo equilibrio.

Una solución saturada puede ser diluida o concentrada, dependiendo de la solubilidad del soluto. Una solución saturada se puede preparar cómodamente tratando de disolver un poco más que la cantidad de soluto que entra en solución saturada, a una temperatura algo mayor que la temperatura ambiente. Después, al bajar la temperatura, la cantidad de soluto en solución será mayor que su solubilidad a la temperatura ambiente y, cuando se enfríe la solución, el exceso de soluto cristalizará, dejando saturada la solución. (En este caso, el soluto debe ser más soluble a mayor temperatura y no debe formar una solución sobresaturada). En la tabla 14.3, podemos ver ejemplos de cómo se expresa la solubilidad de soluciones saturadas a dos temperaturas distintas.

TABLA 14.3 **Soluciones saturadas a 20 °C y a 50 °C**

	Solubilidad (g de soluto/100 g de H_2O)	
Soluto	**20 °C**	**50 °C**
NaCl	36.0	37.0
KCl	34.0	42.6
$NaNO_3$	88.0	114.0
$KClO_3$	7.4	19.3
$AgNO_3$	222.0	455.0
$C_{12}H_{22}O_{11}$	203.9	260.4

solución no saturada

Una **solución no saturada** contiene menos soluto por unidad de volumen que su solución saturada correspondiente. En otras palabras, se puede disolver más soluto en una solución no saturada, sin alterar alguna otra condición. Por ejemplo, tenemos una solución preparada agregando 40 g de KCl a 100 g de H_2O a 20 °C (ve la tabla 14.3). La solución que se forma está saturada y contiene además unos 6 g de sal no disuelta, porque la canti-

dad máxima de KCl que se puede disolver en 100 g de H_2O a 20 °C es 34 g. Si la solución se calienta y se mantiene a 50 °C, toda la sal se disolverá y, de hecho, se puede disolver más. Por tanto, la solución a 50 °C es no saturada.

En ciertas circunstancias, se pueden preparar soluciones que contengan más soluto que el necesario para una solución saturada a determinada temperatura. Se dice que esas soluciones están o son sobresaturadas. Sin embargo, debemos usar esa definición pensando que la **solución sobresaturada** es inestable. Algunas perturbaciones como sacudidas, agitación, rayar las paredes del recipiente o introducir un cristal "semilla," hacen que la sobresaturación pase a saturación. Cuando se perturba una solución sobresaturada, el exceso de soluto cristaliza con rapidez, regresando la solución al estado saturado.

solución sobresaturada

No es fácil preparar las soluciones sobresaturadas, pero se pueden hacer para ciertas sustancias disolviendo, en solvente caliente, una cantidad de soluto mayor que la necesaria para una solución saturada a temperatura ambiente. A continuación, se deja enfriar la solución caliente muy lentamente. Si el soluto es el adecuado y se trabaja con cuidado, se obtendrá una solución sobresaturada.

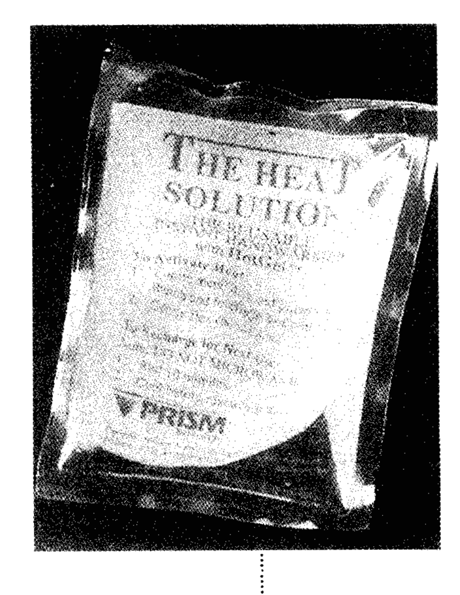
Ejemplo 14.1

Una solución preparada agregando 2.5 g de $CuSO_4$ a 10 g de H_2O, ¿será saturada o no saturada a 20 °C?

Solución

Para contestar esta pregunta necesitamos conocer primero la solubilidad del $CuSO_4$ a 20 °C. En la figura 14.4, vemos que la solubilidad del $CuSO_4$ a 20 °C es, más o menos, 21 g por 100 g de H_2O. Esta cantidad equivale a 2.1 g de $CuSO_4$ por 10 g de H_2O.

Como 2.5 g por 10 g de H_2O es mayor que 2.1 por 10 g de H_2O, la solución estará saturada y quedarán 0.4 g de $CuSO_4$ sin disolver.



El calor liberado en este paquete de calor se debe a la cristalización de una solución sobresaturada de acetato de sodio.

Práctica 14.1

¿Estará saturada o no saturada, a 50 °C, una solución preparada agregando 9.0 g de NH_4Cl a 20 g de H_2O?

Solución en porcentaje en masa

El método del porcentaje en masa expresa la concentración de la solución como el porcentaje de soluto en determinada masa de solución. Dice que, para determinada masa de solución, determinado porcentaje de ella es soluto. Supongamos que tomamos una botella del anaquel de reactivos que dice "hidróxido de sodio, NaOH, 10%". Esto quiere decir que por cada 100 g de esa solución, 10 g serán de NaOH y 90 g serán de agua. Observa que en este caso hablamos de 100 g de solución y no de 100 mL. También, podríamos preparar una solución de la misma concentración disolviendo 2.0 g de NaOH en 18 g de agua. Las concentraciones en porcentaje de masa se usan con más frecuencia para expresar sólidos disueltos en líquidos:

$$\textbf{porcentaje en masa} = \frac{\textbf{g de soluto}}{\textbf{g de soluto + g de solvente}} \times 100 = \frac{\textbf{g de soluto}}{\textbf{g de solución}} \times 100$$

A medida que la instrumentación química progresa, nuestra capacidad de medir la concentración de soluciones diluidas aumenta también. En lugar de porcentaje en masa, ahora se acostumbra también emplear las **partes por millón (ppm)**:

Observa que el porcentaje en masa es independiente de la fórmula del soluto.

partes por millón

$$\textbf{partes por millón} = \frac{\textbf{g de soluto}}{\textbf{g de soluto + g de solvente}} \times 1\,000\,000$$

En la actualidad, los contaminantes del aire y del agua, las drogas en el cuerpo humano y los residuos de plaguicida son algunas de las sustancias que se miden en partes por millón.

Ejemplo 14.2

¿Cuál es el porcentaje, en masa, de hidróxido de sodio en una solución preparada disolviendo 8.00 g de NaOH en 50.0 g de H_2O?

Solución

gramos de soluto (NaOH) = 8.00 g

gramos de solvente (H_2O) = 50.0 g

$$\frac{8.00 \text{ g NaOH}}{8.00 \text{ g NaOH} + 50.0 \text{ g } H_2O} \times 100 = 13.8\ \% \text{ de NaOH en la solución}$$

Ejemplo 14.3

¿Qué masas de cloruro de potasio y agua se necesitan para preparar 250. g de solución al 5.00%?

Solución

El porcentaje expresa la masa del soluto:

250. g = masa total de la solución

5.00% de 250. g = 0.0500 x 250. g = 12.5 g de KCl (soluto)

250. g - 12.5 g = 237.5 g de H_2O

Si se disuelven 12.5 g de KCl en 237.5 g de H_2O se obtienen 250. g de solución de KCl al 5.00%.

Ejemplo 14.4

Una solución de ácido sulfúrico al 34.0% tiene densidad 1.25 g/mL. ¿Cuántos gramos de H_2SO_4 tiene 1.00 L de esa solución?

Solución

Como el H_2SO_4 es el soluto, primero despejamos los gramos de soluto de la ecuación del porcentaje en masa:

$$\textbf{porcentaje en masa} = \frac{\textbf{g de soluto}}{\textbf{g de solución}} \times 100$$

$$\textbf{g de soluto} = \frac{\textbf{porcentaje en masa} \times \textbf{g de solución}}{100}$$

El porcentaje en masa es dato del problema. Necesitamos determinar los gramos de la solución. Podemos calcular la masa de la solución a partir del dato de la densidad. Convertimos la densidad (g/mL) a gramos:

$1.00 \text{ L} = 1.00 \times 10^3 \text{ mL}$

Ejemplo 14.4

$$\frac{1.25\ g}{mL} \times 1.00 \times 10^3\ mL = 1250\ g \quad \text{(masa de la solución)}$$

Ahora ya tenemos todos los números necesarios para calcular los gramos de soluto:

$$\text{g de soluto} = \frac{34.0\ g \times 1250\ g}{100} = 425\ g\ \text{de}\ H_2SO_4$$

Así, 1.00 L de solución de H_2SO_4 al 34% contiene 425 g de H_2SO_4.

Práctica 14.2

¿Cuál es el porcentaje, en masa, de Na_2SO_4 en una solución preparada con 25.0 g de Na_2SO_4 en 225.0 g de H_2O?

Porcentaje de masa sobre volumen (m/v)

Con este método se expresa la concentración en gramos de soluto por 100 mL de solución. Con este sistema, una solución de 10.0% (m/v) se prepara disolviendo 10.0 g de glucosa en agua, diluyendo a 100 mL y mezclando. También, diluyendo 20.0 g en 200 mL, o 50.0 g en 500 mL, etcétera. Naturalmente, se puede usar cualquier otra relación de dilución adecuada:

$$\textbf{porcentaje de masa sobre volumen} = \frac{\textbf{g de soluto}}{\textbf{mL de solución}} \times 100$$

Porcentaje en volumen

Muchas veces, las soluciones que se preparan con dos líquidos se expresan en *porcentaje volumétrico* respecto al soluto. Es el volumen de un líquido en 100 mL de la solución. La etiqueta de una botella de alcohol normal indica "alcohol isopropílico, 70% en volumen". Esa solución se puede preparar mezclando 70 mL del alcohol con agua, para obtener un volumen total de 100 mL, pero no podemos decir que se usan 30 mL de agua porque no necesariamente los volúmenes del agua y del alcohol son aditivos.

$$\textbf{porcentaje en volumen} = \frac{\textbf{volumen del líquido en cuestión}}{\textbf{volumen total de la solución}} \times 100$$

El porcentaje en volumen se emplea para expresar la concentración de alcohol en las bebidas. Los vinos contienen, casi siempre, 12% de alcohol en volumen. Esto quiere decir que hay 12 mL de alcohol por cada 100 mL de vino. La industria de las bebidas también emplea la unidad *proof* (que podríamos traducir como "fuerza") de concentración, que es el doble del porcentaje en volumen. El alcohol puro es alcohol al 100%, por consiguiente es 200 proof. Un whisky escocés es 86 proof, o sea que tiene 43% de alcohol.

Molaridad

Las soluciones de porcentaje en masa no tienen en cuenta ni expresan las masas molares del soluto en la solución. Por ejemplo, 1000. g de NaOH al 10.0% contienen 100. g de NaOH;

1000. g de solución de KOH al 10% contienen 100. g de KOH. En términos de moles de NaOH y KOH, esas soluciones contienen

$$\text{mol NaOH} = 100.\ \text{g NaOH} \times \frac{1\ \text{mol NaOH}}{40.00\ \text{g NaOH}} = 2.50\ \text{mol NaOH}$$

$$\text{mol KOH} = 100.\ \text{g KOH} \times \frac{1\ \text{mol KOH}}{56.11\ \text{g KOH}} = 1.78\ \text{mol KOH}$$

De acuerdo con lo anterior, vemos que las dos soluciones al 10.0% no contienen la misma cantidad de moles de NaOH y KOH. Sin embargo, 1 mol de cada una de esas sustancias neutralizará la misma cantidad de ácido. En consecuencia, vemos que una solución de NaOH al 10% contiene más álcali reactivo que una solución de KOH al 10%.

Necesitamos un método para expresar concentraciones que indique fácilmente cuántas moles de soluto hay por unidad de volumen de solución. Para este propósito se usa el método de las concentraciones molares.

Una solución 1 molar contiene 1 mol de soluto por litro de solución. Por ejemplo, para preparar una solución 1 molar (muchas veces, a las soluciones 1 molares se les llama soluciones molares y no se les pone el 1) de hidróxido de sodio, NaOH, se disuelven 40.00 g de NaOH, que es 1 mol, en agua, y se diluye la solución con más agua hasta que el volumen total sea 1 L. La solución contiene 1 mol del soluto en 1 L de solución y se dice que tiene concentración uno molar. La figura 14.7, muestra la preparación de una solución molar. Observa que el volumen del soluto y del solvente es, en total, de 1 L.

molaridad

Naturalmente, la concentración de una solución se puede variar, usando más o menos soluto o solvente; pero siempre la **molaridad** de una solución es la cantidad de moles de soluto por litro de solución. La abreviatura de molaridad es *M*. Las unidades de molaridad son moles por litro. La expresión "NaOH 2.0 *M*" indica que se trata de una solución 2.0 molar de NaOH (2.0 mol u 80.0 g, de NaOH disueltos en 1 L de solución).

$$\textbf{molaridad} = M = \frac{\text{número de moles del soluto}}{\text{litro de solución}} = \frac{\text{moles}}{\text{litro}}$$

Hay matraces que están calibrados a determinado volumen, a determinada temperatura, que se emplean para preparar soluciones de las concentraciones necesarias. Esos matraces aforados o *matraces volumétricos* tienen una marca de calibración en su cuello que indica con exactitud el volumen medido. La molaridad se basa en determinado volumen de solución y, por consiguiente, varía poco con la temperatura, porque el volumen varía con la temperatura (1000 mL de H_2O a 20 °C = 1001 mL de H_2O a 25 °C).

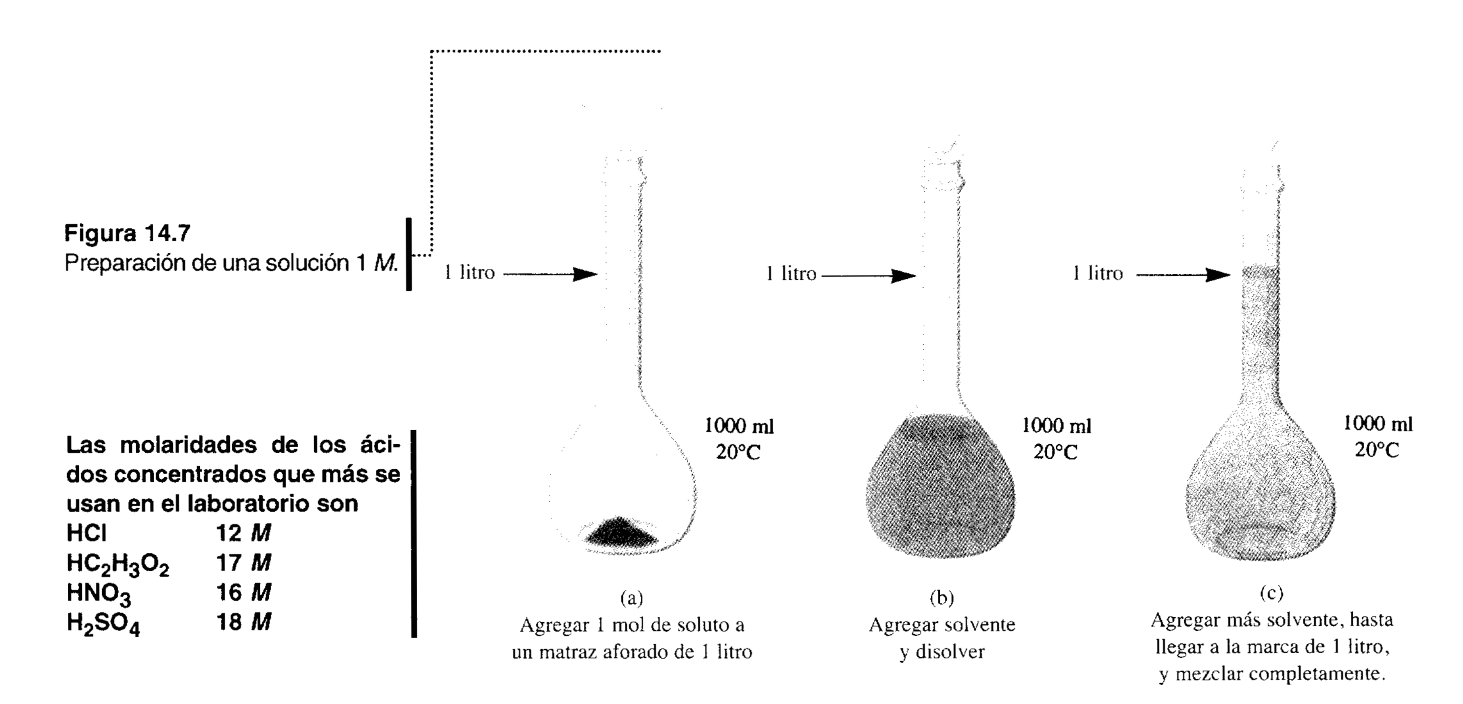
Supongamos que deseamos preparar 500 mL de solución molar. Esta solución se puede preparar determinando la masa de 0.5 mol del soluto y diluyendo con agua en un matraz aforado de 500 mL. La molaridad será

$$M = \frac{0.5\ \text{mol de soluto}}{0.5\ \text{L de solución}} = 1\ \text{molar}$$

Vemos, entonces, que no es necesario tener un litro de solución para expresar la molaridad. Lo que necesitamos conocer es la cantidad de moles de soluto disuelto y el volumen de la solución. Así, con 0.001 mol de NaOH en 10 ml de solución, la concentración es de 0.1 *M*:

$$\frac{0.001\ \text{mol}}{10\ \cancel{\text{mL}}} \times \frac{1000\ \cancel{\text{mL}}}{1\ \text{L}} = 0.1\ M$$

Figura 14.7
Preparación de una solución 1 *M*.



Las molaridades de los ácidos concentrados que más se usan en el laboratorio son

HCl	**12 *M***
$HC_2H_3O_2$	**17 *M***
HNO_3	**16 *M***
H_2SO_4	**18 *M***

Como sabemos que una balanza no está calibrada en moles, sino en gramos, trataremos de incorporar a los gramos en la fórmula de la molaridad. Lo hacemos aplicando la relación:

$$\text{moles} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{masa molar}}$$

Sustituimos esta relación en nuestra ecuación de la molaridad y obtenemos

$$M = \frac{\text{mol}}{\text{L}} = \frac{\text{g de soluto}}{\text{masa molar del soluto} \times \text{L de solución}}$$

$$= \frac{\text{g}}{\text{masa molar} \times \text{L}}$$

Ahora, podemos determinar la masa de cualquier cantidad de soluto que tenga fórmula conocida, diluirlo a cualquier volumen y calcular la molaridad de la solución, aplicando la fórmula anterior.

Ejemplo 14.5

¿Cuál es la molaridad de una solución que contiene 1.4 mol de ácido acético, $HC_2H_3O_2$, en 250 mL de solución?

Solución

Sustituimos los datos, 1.4 mol y 250. mL (0.250 L), directamente en la ecuación de la molaridad:

$$M = \frac{\text{mol}}{\text{L}} = \frac{1.4 \text{ mol}}{0.250 \text{ L}} = \frac{5.6 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 5.6\, M$$

Aplicando el método de conversión de unidades, observamos que la concentración del enunciado del problema es 1.4 mol por 250.mL (mol/mL). Como la molaridad se expresa en moles por litro, la conversión necesaria es

$$\frac{\textbf{mol}}{\textbf{mL}} \longrightarrow \frac{\textbf{mol}}{\textbf{L}} = M$$

$$\frac{1.4 \text{ mol}}{250. \text{ mL}} = \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = \frac{5.6 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 5.6\, M$$

Ejemplo 14.5

Ejemplo 14.6

¿Cuál es la molaridad de una solución preparada disolviendo 2.00 g de clorato de potasio en agua suficiente para formar 150. mL de solución?

Solución

Este problema se puede resolver con el método de conversión de unidades. Los pasos de las conversiones deben conducir a las unidades moles/litro:

$$\frac{\textbf{g KClO}_3}{\textbf{mL}} \longrightarrow \frac{\textbf{g KClO}_3}{\textbf{L}} \longrightarrow \frac{\textbf{mol KClO}_3}{\textbf{L}} = M$$

Los datos son:

g = 2.00 g masa molar del $KClO_3$ = 122.6 g/mol volumen = 150. mL

$$\frac{2.00 \text{ g KClO}_3}{\text{mL}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{\text{L}} \times \frac{1 \text{mol KClO}_3}{122.6 \text{ g KClO}_3} = \frac{0.109 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0.109\, M$$

Ejemplo 14.7

¿Cuántos gramos de hidróxido de potasio se necesitan para preparar 600. mL de una solución de KOH 0.450 *M*?

Solución

La conversión es

mililitros ⟶ litros ⟶ moles ⟶ gramos

Los datos son

volumen = 600. mL $M = \frac{0.450 \text{ mol}}{\text{L}}$ masa molar de KOH = $\frac{56.11 \text{ g de KOH}}{\text{mol}}$

y el cálculo es

$$600. \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{0.450 \text{ mol}}{\text{L}} \times \frac{56.11 \text{ g KOH}}{\text{mol}} = 15.1 \text{ g KOH}$$

Práctica 14.3
Práctica 14.4

Práctica 14.3
¿Cuál es la molaridad de una solución preparada disolviendo 7.50 g de nitrato de magnesio, $Mg(NO_3)_2$, en suficiente agua para formar 25.0 mL de solución?

Práctica 14.4
¿Cuántos gramos de cloruro de sodio se necesitan para preparar 125 mL de una solución de NaCl 0.037 *M*?

Ejemplo 14.8

Solución

¿Cuántos mililitros de HCl 2.00 *M* reaccionan con 28.0 g de NaOH?

Paso 1 Escribimos y balanceamos la ecuación que representa la reacción:
$HCl(ac) + NaOH(ac) \longrightarrow NaCl(ac) + H_2O(ac)$
La ecuación dice que 1 mol de HCl reacciona con 1 mol de NaOH

Paso 2 Calculamos la cantidad de moles de NaOH que hay en 28.0 g de NaOH:

g NaOH ⟶ mol NaOH

$$28.0 \text{ g NaOH} = \frac{1 \text{ mol}}{40.00 \text{ g}} = 0.700 \text{ mol NaOH}$$

$$28.0 \text{ g NaOH} = 0.700 \text{ mol NaOH}$$

Paso 3 Despejamos las moles y el volumen del HCl necesarios. En los pasos 1 y 2, vemos que 0.700 mol de HCl reacciona con 0.700 mol de NaOH, porque la relación de las moles que reaccionan es 1:1. Sabemos que el HCl 2.00 *M* contiene 2.00 moles de HCl por litro, de modo que el volumen que contiene 0.700 mol de HCl será menor que 1 L:

mol NaOH ⟶ mol HCl ⟶ L HCl ⟶ mL HCl

$$0.700 \cancel{\text{mol NaOH}} \times = \frac{1 \cancel{\text{mol HCl}}}{1 \cancel{\text{mol NaOH}}} \times \frac{1 \text{ L HCl}}{2.00 \cancel{\text{mol HCl}}} = 0.350 \text{ L HCl}$$

$$0.350 \cancel{\text{L}} \text{ HCl} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \cancel{\text{L}}} = 350. \text{ mL HCl}$$

Por consiguiente, 350. mL de HCl 2.00 *M* contienen 0.700 mol de HCl y reaccionan con 0.700 mol, o 28.0 g, de NaOH.

Ejemplo 14.9

Solución

¿Qué volumen de una solución 0.250 *M* se puede preparar con 16.0 g de carbonato de potasio?

Comenzamos con 16.0 g de K_2CO_3 y necesitamos calcular el volumen de solución 0.250 *M* que se puede preparar con ese K_2CO_3. La conversión, por consiguiente, es

g de K_2CO_3 ⟶ mol de K_2CO_3 ⟶ L de solución

Ejemplo 14.9

Los datos son

16.0 g de K_2CO_3 $\quad M = \frac{0.250 \text{ mol}}{1 \text{ L}}$ $\quad$ masa molar del $K_2CO_3 = \frac{138.2 \text{ g de } K_2CO_3}{1 \text{ mol}}$

$$16.0 \text{ g } K_2CO_3 \times \frac{1 \text{ mol } K_2CO_3}{138.2 \text{ g } K_2CO_3} \times \frac{1 \text{ L}}{0.250 \text{ mol } K_2CO_3} = 0.463 \text{ L (463 mL)}$$

Por consiguiente, se pueden preparar 463 ml de solución 0.250 *M* a partir de 16.0 g de K_2CO_3.

Ejemplo 14.10

Calcula la cantidad de moles de ácido nítrico que hay en 325 mL de HNO_3 16 *M*.

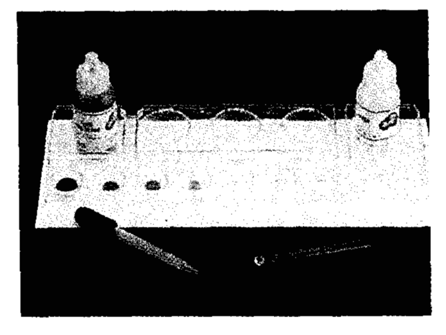
Solución

Usaremos la ecuación

moles = litros × *M*

Sustituimos los datos en el problema y realizamos las operaciones:

$$\text{moles} = 0.325 \text{ L} \times \frac{16 \text{ mol } HNO_3}{1\text{L}} = 5.2 \text{ mol } HNO_3$$



Serie de diluciones. La concentración del colorante alimenticio en el contenedor 1 es 1 parte por 10 (en peso); en el 2 es 1 parte por 100; en el 3, 1 parte por 1000 y así sucesivamente. En el contenedor 6, la concentración es 1 parte por millón (ppm).

Práctica 14.5
Práctica 14.6

Práctica 14.5
¿Qué volumen de $AgNO_3$ 0.035 *M* se puede preparar con 5.0 g de $AgNO_3$?

Práctica 14.6
¿Cuántos mililitros de NaOH 0.50 *M* se necesitan para reaccionar totalmente con 25.00 mL de HCl 1.5 *M*?

Problemas de dilución

Con frecuencia es necesario diluir una solución de determinada concentración para obtener otra, agregando más solvente. Si una solución se diluye agregando solvente puro, el volumen de la solución aumenta, pero la cantidad de moles del soluto en la solución queda igual. Así, los moles/litro, o molaridad, de la solución disminuyen. Es importante leer con cuidado los problemas para diferenciar entre 1) cuánto solvente se debe agregar para diluir una solución a determinada concentración y 2) a qué volumen se debe diluir una solución para que su concentración sea la deseada.

Ejemplo 14.11

Calcula la molaridad de una solución de hidróxido de sodio que se prepara mezclando 100. mL de NaOH 0.20 *M* con 150. mL de agua. Supón que los volúmenes son aditivos.

Solución

Este es un problema de dilución. Si duplicamos el volumen de solución agregando agua, bajamos la concentración a la mitad. Por consiguiente, la concentración de la solución del problema debe ser menor que 0.10 *M*. En la dilución, las moles de NaOH permanecen constantes y la molaridad y el volumen cambian. El volumen final es (100. mL + 150. mL), que es 250. mL.

Para resolver este problema, 1) calculamos las moles de NaOH en la solución original y 2) dividimos las moles de NaOH entre el volumen final de la solución, para obtener la nueva molaridad.

Paso 1 Calculamos las moles de NaOH en la solución original:

$$M = \frac{\text{mol}}{\text{L}} \qquad \text{mol} = \text{L} \times M$$

$$0.100\,\text{L} \times \frac{0.20 \text{ mol NaOH}}{1\,\text{L}} = 0.020 \text{ mol NaOH}$$

Paso 2 Despejamos la nueva molaridad, teniendo en cuenta que el volumen total de la solución, después de la dilución, es de 250. mL (0.250 L):

$$M = \frac{0.020 \text{ mol NaOH}}{0.250 \text{ L}} = 0.080\, M \text{ NaOH}$$

Solución alternativa

Cuando son iguales las moles del soluto en una solución antes y después de diluir, entonces se pueden igualar entre sí:

$$\text{mol}_1 = \text{mol}_2$$

en donde mol_1 = moles antes de diluir y mol_2 = moles después de diluir.

$$\text{mol}_1 = \text{L}_1 \times M_1 \qquad \text{mol}_2 = \text{L}_2 \times M_2$$

$$\text{L}_1 \times M_1 = \text{L}_2 \times M_2$$

Cuando ambos volúmenes están en las mismas unidades, se puede formular un enunciado más general:

$$\boldsymbol{V_1 \times M_1 = V_2 \times M_2}$$

Para este problema

$V_1 = 100.$ mL $\qquad M_1 = 0.20\, M$
$V_2 = 250.$ mL $\qquad M_2$ = desconocido

Entonces

$$100. \text{ mL} \times 0.20\, M = 250 \text{ mL} \times M_2$$

Despejamos a M_2 y hacemos las operaciones

$$M_2 = \frac{100.\,\text{mL} \times 0.20\, M}{250.\,\text{mL}} = 0.080\, M \text{ NaOH}$$

Práctica 14.7

Calcula la molaridad de una solución preparada diluyendo 125 mL de $K_2Cr_2O_7$ 0.400 M con 875 mL de agua.

Ejemplo 14.12

¿Cuántos gramos de cloruro de plata se precipitarán si agregas nitrato de plata suficiente para reaccionar con 1500. mL de solución de cloruro de bario 0.400 M?

Solución

$$2\,AgNO_3(ac) + \underset{1\text{ mol}}{BaCl_2(ac)} \longrightarrow \underset{2\text{ mol}}{2\,AgCl(s)} + Ba(NO_3)_2(ac)$$

Se trata de un problema de estequiometría. El hecho de que el $BaCl_2$ esté en solución indica que necesitamos tener en cuenta el volumen y la concentración de la solución para determinar la cantidad de moles de $BaCl_2$ que reaccionan.

Paso 1 Determinamos la cantidad de moles de $BaCl_2$ que hay en 1500 mL de solución 0.400 M:

$$M = \frac{\text{mol}}{\text{L}} \qquad \text{mol} = \text{L} \times M \qquad 1500.\text{ mL} = 1.500\text{ L}$$

$$1.500\,\cancel{\text{L}} \times \frac{0.400\text{ mol } BaCl_2}{\cancel{\text{L}}} = 0.600\text{ mol } BaCl_2$$

Paso 2 Empleamos el método de la relación molar para calcular los moles y los gramos de AgCl:

mol $BaCl_2$ ⟶ mol AgCl ⟶ g AgCl

$$0.600\text{ mol } \cancel{BaCl_2} \times \frac{2\,\cancel{\text{mol AgCl}}}{1\,\cancel{\text{mol } BaCl_2}} \times \frac{143.4\text{ g AgCl}}{\cancel{\text{mol AgCl}}} = 172\text{ g AgCl}$$

Práctica 14.8

¿Cuántos gramos de yoduro de plomo (II) se precipitan agregando $Pb(NO_3)_2$ suficiente para reaccionar con 750 mL de solución de KI 0.250 M?

$$2\,KI(ac) + Pb(NO_3)_2(ac) \longrightarrow PbI_2(s) + 2\,KNO_3(ac)$$

Normalidad

La normalidad es otra forma de expresar la concentración de una solución. Se basa en una unidad química alternativa llamada *masa equivalente*. La **normalidad** de una solución es la concentración, expresada en masa equivalente (equivalentes, que se abrevia equiv o eq) de

normalidad

soluto por litro de solución. Una solución 1 normal (1 *N*) contiene 1 masa equivalente de soluto por litro de solución. (Cuando la concentración es 1 *N* se acostumbra escribir sólo *N*, y a decir "solución normal"). La normalidad se usa mucho en química analítica, porque simplifica muchos de los cálculos donde interviene la concentración de una solución:

$$\textbf{normalidad} = N = \frac{\textbf{cantidad de equivalentes de soluto}}{\textbf{1 litro de solución}} = \frac{\textbf{equivalentes}}{\textbf{litro}}$$

en donde

$$\textbf{cantidad de equivalentes de soluto} = \frac{\textbf{gramos de soluto}}{\textbf{masa equivalente del soluto}}$$

A toda sustancia se le puede asignar una masa equivalente. Esta puede ser igual a la masa molar de la sustancia, o a una fracción entera de la masa molar (es decir, la masa molar dividida entre 2, 3, 4, etcétera). Para comprender el significado de la masa equivalente, comencemos revisando las dos reacciones siguientes:

$$\underset{(36.46\text{ g})}{\underset{1\text{ mol}}{HCl(ac)}} + \underset{(40.00\text{ g})}{\underset{1\text{ mol}}{NaOH(ac)}} \longrightarrow NaCl(ac) + H_2O(l)$$

$$\underset{(98.08\text{ g})}{\underset{1\text{ mol}}{H_2SO_4(ac)}} + \underset{(80.00\text{ g})}{\underset{1\text{ mol}}{2\,NaOH(ac)}} \longrightarrow Na_2SO_4(ac) + 2\,H_2O(l)$$

Primero, nos percatamos de que 1 mol de ácido clorhídrico reacciona con 1 mol de hidróxido de sodio y 1 mol de ácido sulfúrico reacciona con 2 moles de NaOH. Si preparamos soluciones molares de esas sustancias, 1 L de HCl 1*M* reacciona con 1 L de NaOH 1 *M* y 1 L de H_2SO_4 1 *M* reacciona con 2 L de NaOH 1 *M*. En estos ejemplos, podemos ver que el H_2SO_4 tiene, mol por mol, doble capacidad química que el HCl para reaccionar con NaOH. Sin embargo, podemos ajustar las soluciones de los ácidos para que tengan igual reactividad, disolviendo sólo 0.5 mol de H_2SO_4 por litro de solución. Al hacerlo, vemos que necesitamos emplear 49.04 g de H_2SO_4/L de solución, en lugar de 98.08 g de H_2SO_4/L, en la solución molar, para obtener una solución que sea equivalente a la preparada con 36.46 g de HCl/L. Esas masas, 49.04 g de H_2SO_4 y 36.46 g de HCl son químicamente equivalentes y se llaman masas equivalentes de esas sustancias, porque cada una reacciona con la misma cantidad de NaOH, 40.00 g. La masa equivalente del HCl es igual a su masa molar, pero la del H_2SO_4 es la mitad de su masa molar.

Así, 1 L de solución con 36.46 g de HCl sería 1 *N* (uno normal, o "normal") y 1 L de la solución con 49.04 g de H_2SO_4 también sería 1 *N*. Una solución que contenga 98.08 g de H_2SO_4 (una mol) por litro sería 2 *N*.

masa equivalente

La **masa equivalente** es la masa de una sustancia que reacciona con, se combina con, contiene, reemplaza o es equivalente en cualquier forma a 1 mol de átomos de hidrógeno o de iones hidrógeno.

La normalidad y la molaridad se pueden interconvertir como sigue:

$$N = \frac{\text{equiv}}{\text{L}} \qquad M = \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$N = M \times \frac{\text{equiv}}{\text{mol}} = \frac{\cancel{\text{mol}}}{\text{L}} \times \frac{\text{equiv}}{\cancel{\text{mol}}} = \frac{\text{equiv}}{\text{L}}$$

$$M = N \times \frac{\text{mol}}{\text{equiv}} = \frac{\cancel{\text{equiv}}}{\text{L}} \times \frac{\text{mol}}{\cancel{\text{equiv}}} = \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Así, una solución de H_2SO_4 2.0 *N* también es 1.0 *M*.

Una aplicación de la normalidad y los equivalentes se da en las reacciones de neutralización ácido-base. Un equivalente de un ácido es la masa del mismo que proporciona 1 mol

de iones H^+. Un equivalente de una base es la masa de la misma que proporciona 1 mol de iones OH^-. Si las concentraciones están en normalidad, 1 equivalente del ácido A reaccionará con 1 equivalente de la base B:

$$N_A = \frac{\text{equiv}_A}{L_A} \quad \text{y} \quad N_B = \frac{\text{equiv}_B}{L_B}$$

$$\text{equiv}_A = L_A \times N_A \qquad \text{y} \qquad \text{equiv}_B = L_B \times N_B$$

Como $\text{equiv}_A = \text{equiv}_B$,

$$L_A \times N_A = L_B \times N_B$$

Cuando ambos volúmenes están expresados en las mismas unidades, podemos plantear una ecuación más general:

$$\mathbf{V_A N_A = V_B N_B}$$

que te dice que el volumen de un ácido por su normalidad es igual al volumen de la base por su normalidad.

Ejemplo 14.13

a) ¿Cuál es la normalidad de una solución de H_2SO_4, si 25.00 mL de la misma se neutralizan totalmente con 22.48 mL de solución NaOH 0.2018 N? b) ¿Cuál es la molaridad de la solución de H_2SO_4?

Solución

a) Despejamos NA sustituyendo los datos en

$$V_A N_A = V_B N_B$$

$$25.00\ \text{mL} \times N_A = 22.48\ \text{mL} \times 0.2018\ N$$

$$N_A = \frac{22.48\ \cancel{\text{mL}} \times 0.2018\ N}{25.00\ \cancel{\text{mL}}} = 0.1815\ N\ H_2SO_4$$

b) Cuando el H_2SO_4 está totalmente neutralizado, suministró 2 equivalentes de iones H^+ por mol de H_2SO_4. La conversión de N a M es

$$\frac{\textbf{equiv}}{\textbf{L}} \longrightarrow \frac{\textbf{mol}}{\textbf{L}}$$

$$H_2SO_4 = 0.1815\ N$$

$$\frac{0.1815\ \text{equiv}}{1\ \text{L}} \times \frac{1\ \text{mol}}{2\ \text{equiv}} = 0.09075\ \text{mol/L}$$

La solución de H_2SO_4 es 0.09075 M.

Práctica 14.9

¿Cuál es la normalidad de una solución de NaOH si 50.0 mL de ella requieren 23.72 mL de solución de H_2SO_4 0.0250 N para neutralizarse? ¿Cuál es la molaridad de la NaOH?

La masa equivalente de una sustancia puede variar; su valor depende de la reacción en la que intervenga. Veamos por ejemplo, las reacciones representadas por las ecuaciones siguientes:

$$I_2 + 5\,Cl_2 + 6\,H_2O \longrightarrow 2\,HIO_3 + 10\,HCl$$

$$K_2Cr_2O_7 + 6\,FeCl_2 + 14\,HCl \longrightarrow 2\,CrCl_3 + 2KCl + 6\,FeCl_3 + 7\,H_2O.$$

En la primera reacción, la valencia del yodo cambió de 0 (yodo libre) a +5. Perdió 5 electrones y cada uno de ellos podría haberlo ganado un ion de hidrógeno. En esa reacción, por consiguiente, la masa equivalente es la masa molar dividida entre 5. Por otro lado, sabemos que una mol de yodo se combina con una mol de hidrógeno y en ese caso diríamos que su masa equivalente es igual a su masa molar. En la segunda reacción, la valencia del cromo cambió de +6 a +3, por haber ganado 3 electrones. En este caso, la masa equivalente del dicromato de potasio es la masa molar dividida entre 3. Sin embargo, si hacemos reaccionar al dicromato de potasio con ácido sulfúrico se forma trióxido de cromo y sulfato de sodio. El ácido sulfúrico desplazó al "ácido dicrómico" hipotético (de inmediato se forma su anhídrido) y la masa equivalente del dicromato frente al desplazamiento con el ácido sería igual a su masa molar dividida entre dos. Estas reacciones donde se ganan y pierden electrones se llaman "de oxidación-reducción". En algunos casos, para no dejar lugar a dudas, hay que especificar si la masa equivalente es respecto a reacciones de neutralización (ácido-base) o de oxidación-reducción.

TABLA 14.14 **Unidades de concentración de las soluciones**

Unidades	Símbolo	Definición
Porcentaje en masa	% m/m	$\frac{\text{Masa de soluto}}{\text{masa de solución}} \times 100$
Partes por millón	ppm	$\frac{\text{Masa de soluto}}{\text{masa de solución}} \times 1\,000\,000$
Porcentaje de masa en volumen	% m/v	$\frac{\text{Masa de soluto}}{\text{mL de solución}} \times 100$
Porcentaje en volumen	% v/v	$\frac{\text{mL de soluto}}{\text{mL de solución}} \times 100$
Molaridad	*M*	$\frac{\text{Moles de soluto}}{\text{L de solución}}$
Normalidad	*N*	$\frac{\text{Equivalentes de soluto}}{\text{L de solución}}$
Molalidad	*m*	$\frac{\text{Moles de soluto}}{\text{kg de solvente}}$

QUÍMICA EN ACCIÓN

Microencapsulado

Una de las tareas encomendadas al químico en la industria es producir reacciones químicas que sucedan exactamente en el momento adecuado. Para ello, uno o más de los reactivos se deben almacenar por separado y liberar en condiciones controladas exactamente cuando se desea la reacción. Se ha desarrollado una técnica para lograrlo, el microencapsulado, en donde las sustancias reaccionantes, sólidos, líquidos o gases, están encerrados en diminutas cápsulas. El material que forma la pared de la cápsula se escoge con cuidado para que se puedan desprender las sustancias encerradas en el momento adecuado, mediante alguno de varios métodos. Esta liberación se puede lograr, por ejemplo, disolviendo las cápsulas por difusión a través de las paredes de las cápsulas y por rotura mecánica, térmica, eléctrica o química, de ellas.



Muchos de los artículos con los que nos cruzamos en nuestra vida cotidiana están microencapsulados. Aquí vemos tan solo algunos ejemplos.

En un método de microencapsulado, el agua se difunde hacia el interior de la cápsula y forma una solución, que a continuación se difunde y sale de la cápsula a tasa constante. Algunos tipos de cápsula contienen sustancias que se disuelven a determinado grado de acidez y forman poros en la pared, a través de los cuales escapan los materiales encapsulados. En otro de los métodos, las cápsulas se disuelven por completo después de cierto periodo y liberan su contenido hacia el sistema.

Las aplicaciones del microencapsulado son diversas. Por ejemplo, el papel autocopia, que se usa mucho en recibos, emplea microcápsulas sensibles a la presión, que contienen precursores incoloros de tintes. Hay otra sustancia reactiva, presente en el exterior, que convierte al precursor en la forma coloreada cuando se aplica presión con una pluma o una impresora.

Los adhesivos están, muchas veces, encapsulados para evitar que se vuelvan pegajosos antes de tiempo. Las superficies activas en las etiquetas sensibles a la presión y en algunos sobres autosellantes, se cubren con adhesivos encapsulados que se liberan mediante la presión. El encapsulado sensible al calor se emplea en los adhesivos que se aplican en el planchado de la ropa.

En las cocinas se pueden encontrar muchos productos microencapsulados. Los saborizantes se encapsulan para facili-tar su almacenamiento en forma de polvo; restringen la evaporación y reducen las reacciones con el aire. Esas ventajas aumentan la vida en almacenamiento de los productos. También, las microcápsulas de saborizantes pueden ser sensibles al calor y soltar su contenido durante el cocinado, o pueden ser sensibles a la presión, como en las gomas de mascar, y sueltan su contenido durante la masticación.

Hay otros productos encapsulados que se pueden ver en los baños. El microencapsulado de liberación temporal se emplea en desodorantes, humectantes, aguas de colonia y perfumes. El proceso de encapsulado evita la evaporación, descomposición y reacciones no deseadas con el aire y con otros ingredientes. Las drogas y los medicamentos se encapsulan con frecuencia, para que se disuelvan lentamente durante un largo intervalo y pasen al organismo. En muchas ocasiones, esos medicamentos, trabajan en el tracto intestinal, pero algunas también se pueden administrar por inyección para que pasen hacia otros tejidos.

Las fragancias se han microencapsulado para formar parte de productos como cosméticos, productos de cuidado de la salud, detergentes y hasta alimentos. Las empresas gaseras emplean al propil mercaptano ($CH_3CH_2CH_2SH$) microencapsulado, para enseñar a los niños cómo descubrir una fuga de gas. El gas natural, sin esta sustancia, es inodoro. Las esencias encapsuladas son las que causan el olor de "rascar y oler" que tienen los libros infantiles y las revistas de modas. Cuando se raya o se rasga el papel, la fragancia se esparce en el aire.

Otras aplicaciones del microencapsulado son la liberación programada de plaguicidas y los neutralizadores para lentes de contacto, o los aditivos especiales en detergentes, limpiadores y pinturas.

14.7 Propiedades coligativas de las soluciones

Se sabe que dos soluciones, una con 1 mol (60.06 g) de urea, NH_2CONH_2, y la otra con 1 mol (342.3 g) de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$), en 1 kg de agua, tienen ambas un punto de congelación de -1.86 °C, no 0 °C como el agua pura. La urea y la sacarosa son sustancias muy distintas, sin embargo deprimen (hacen disminuir) la misma cantidad el punto de congelación del agua. Lo único que esas soluciones tienen en común, aparentemente, es que cada una contiene 1 mol (6.022 x 10^{23} moléculas) de soluto y 1 kg de solvente. De hecho, cuando disolvemos 1 mol de cualquier soluto no ionizable en 1 kg de agua, el punto de congelación de la solución resultante es -1.86 °C.

Estos resultados tienen vigencia general y nos llevan a la conclusión de que la depresión del punto de congelación de una solución que contiene 6.022 x 10^{23} moléculas (partículas) de soluto y 1 kg de agua es una constante, cuyo valor es de 1.86 °C. La depresión del punto de congelación es una propiedad general de las soluciones. Además, la cantidad en la que el punto de congelación baja es igual para todas las soluciones preparadas con un solvente dado. Esto es, cada solvente muestra una *constante de depresión del punto de congelación* característica. En la tabla 14.5 se proporcionan las constantes de depresión de puntos de congelación de varias sustancias.

TABLA 14.5 **Constantes de depresión del punto de congelación y de elevación del punto de ebullición de algunos solventes**

Solvente	**Punto de congelación del solvente puro (°C)**	**Constante de depresión del punto de congelación, *K*f $\left(\frac{°C\ kg\ de\ solvente}{mol\ de\ soluto}\right)$**	**Punto de ebullición del solvente puro (°C)**	**Constante de elevación del punto de ebullición, *K*b $\left(\frac{°C\ kg\ de\ solvente}{mol\ de\ soluto}\right)$**
Agua	0.00	1.86	100.0	0.512
Ácido acético	16.6	3.90	118.5	3.07
Benceno	5.5	5.1	80.1	2.53
Alcanfo	178	40	208.2	5.95

La solución que se forma agregando un soluto no volátil a un solvente tiene menor punto de congelación, mayor punto de ebullición y menor presión de vapor que los del solvente puro. Todos los efectos anteriores se relacionan y se llaman propiedades coligativas de las soluciones. Las **propiedades coligativas** son las que sólo dependen de la cantidad de partículas de soluto en una solución y no de la naturaleza de esas partículas. La depresión del punto de congelación, la elevación del punto de ebullición y la disminución de la presión de vapor son propiedades coligativas de las soluciones.

propiedades coligativas

Las propiedades coligativas de una solución se pueden visualizar en términos de la presión de vapor. La presión de vapor de un líquido puro depende de la tendencia que tienen las moléculas a escapar de la superficie. Así, si en una solución el 10% de las moléculas es molécula de soluto no volátil, la presión de vapor de la solución es 10% menor que la del

solvente puro. La presión de vapor es menor, porque la superficie de la solución contiene 10% de moléculas no volátiles del soluto y 90% de las moléculas volátiles del solvente. Un líquido hierve cuando su presión de vapor es igual a la presión de la atmósfera. Así, vemos que la solución que acabamos de describir, que tiene menor presión de vapor, tendrá un punto de ebullición mayor que el del solvente puro. La solución, con menor presión de vapor, no hierve sino hasta haberla calentado arriba del punto de ebullición del solvente (ve la Fig. 14.8a). Cada solvente tiene su constante de elevación de punto de ebullición, que es propia y característica de él (tabla 14.5). La constante de elevación del punto de ebullición se basa en una solución que contiene 1 mol de partículas de soluto por kilogramo de solvente. Por ejemplo, la constante de elevación de punto de ebullición de una solución con 1 mol de partículas de soluto por kilogramo de agua es 0.512 °C, lo que indica que esta solución acuosa hierve a 100.512 °C.



El enfriamiento del motor es un ejemplo de la aplicación de las propiedades coligativas. Al agregar anticongelante al agua de un radiador se eleva su punto de ebullición y se baja su punto de congelación (ppm).

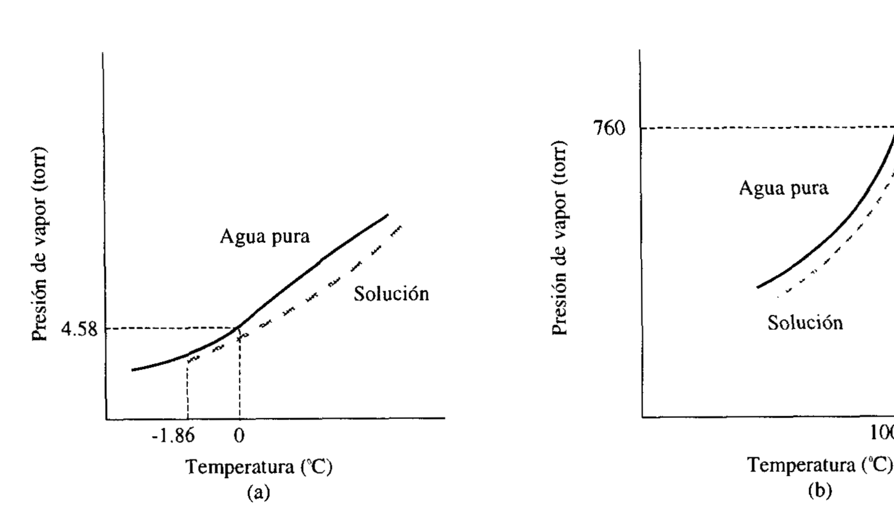


Figura 14.8
Curvas de presión de vapor de agua pura y de soluciones acuosas, mostrando a) la depresión del punto de congelación, y b) la elevación del punto de ebullición (concentración: 1 mol de soluto/1 kg de agua).

El comportamiento de una solución en la congelación también se puede visualizar en términos de presión de vapor. La figura 14.8b muestra las relaciones de presión de vapor del hielo, el agua y una solución con 1 mol de soluto por kilogramo de agua. El punto de congelación del agua está en la intersección de las curvas de presión de vapor del agua y del hielo, es decir en el punto en donde el agua y el hielo tienen la misma presión de vapor (a esta temperatura se le llama "punto triple" del agua, porque en él, el agua se encuentra en sus tres estados físicos: sólido, líquido y gaseoso, a la vez). Como la presión de vapor del agua está deprimida por el soluto, la curva de presión de vapor de la solución no intersecta a la de presión de vapor del hielo sino hasta que la solución se ha enfriado por debajo del punto de congelación del agua pura. Por consiguiente, es necesario enfriar la solución a menos de 0 °C para que se congele. Se supone, y así sucede en realidad, que al congelarse la solución se separan solvente y soluto. Es decir, que en este caso el hielo no tiene soluto disuelto, por consiguiente la curva de presión de vapor del hielo sigue vigente.

La descripción anterior, acerca de las depresiones de puntos de congelación, sólo es válida para solutos *no ionizados*. La descripción de las elevaciones de punto de ebullición sólo es válida para solutos *no volátiles* y no ionizados. Por lo pronto no estamos considerando las propiedades coligativas de las sustancias ionizadas, pero las describiremos en el capítulo 15.

Algunas de las aplicaciones prácticas de las propiedades coligativas son 1) el uso de mezclas de hielo y sal para alcanzar bajas temperaturas en la preparación casera de helados, 2) el uso del cloruro de sodio o el cloruro de calcio para licuar el hielo que se forma en el pavimento durante las heladas y 3) el uso de mezclas de etilenglicol y agua como anticon-

gelante, en radiadores de automóvil. El etilenglicol también eleva el punto de ebullición del líquido en el radiador y con ello permite que el motor funcione a mayor temperatura.

La depresión del punto de congelación y la elevación del punto de ebullición son directamente proporcionales a la cantidad de moles de soluto por kilogramo de solvente. Cuando manejamos las propiedades coligativas de las soluciones surge otra expresión para la concentración: la *molalidad*. La **molalidad (*m*)** de una solución es la cantidad de moles de soluto por kilogramo de solvente:

molalidad (m)

$$m = \frac{\textbf{mol de soluto}}{\textbf{kg de solvente}}$$

Observa que se usa *m* minúscula para indicar las concentraciones en molalidad y qùe se usa *M* mayúscula para la molaridad. La diferencia entre molalidad y molaridad es que la molalidad indica las moles de soluto *por kilogramo de solvente*, mientras que la molaridad indica las moles de soluto *por litro de solución*. Para las sustancias no ionizadas, las propiedades coligativas de una solución son directamente proporcionales a su molalidad.



Para fundir el hielo en calles y carreteras nevadas, se usa cloruro de sodio o cloruro de calcio.

La molalidad no depende del volumen. Es una relación de masa a masa, entre soluto y solvente, y permite llevar a cabo experimentos como la depresión del punto de congelación y la elevación del punto de ebullición a diversas temperaturas.

Las ecuaciones siguientes se emplean en cálculos donde intervienen las propiedades coligativas y la molalidad:

$$\Delta t_f = mK_f \qquad \Delta t_b = mK_b \qquad m = \frac{\textbf{mol de soluto}}{\textbf{kg de solvente}}$$

en donde

m = molalidad; mol de soluto/kg de solvente.

Δt_f = depresión del punto de congelación, °C

Δt_b = elevación del punto de ebullición, °C.

K_f = constante de depresión del punto de congelación; °C kg de solvente/mol de soluto

K_b = constante de elevación del punto de ebullición; °C kg de solvente/mol de soluto

Ejemplo 14.14

¿Cuál es la molalidad (*m*) de una solución preparada disolviendo 2.70 g de CH_3OH en 25.0 g de H_2O?

Solución

Como $m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg de solvente}}$, la conversión es

$$\frac{\textbf{2.70 g CH}_3\textbf{OH}}{\textbf{25.0 g H}_2\textbf{O}} \longrightarrow \frac{\textbf{1 mol CH}_3\textbf{OH}}{\textbf{32.04 g CH}_3\textbf{OH}} \longrightarrow \frac{\textbf{1 mol CH}_3\textbf{OH}}{\textbf{1 kg H}_2\textbf{O}}$$

La masa molar del CH_3OH es (12.01 + 4.032 + 16.00) o sea 32.04 g/mol:

$$\frac{2.70\ \cancel{\text{g CH}_3\text{OH}}}{25.0\ \cancel{\text{g H}_2\text{O}}} \times \frac{1\ \text{mol CH}_3\text{OH}}{32.04\ \cancel{\text{g CH}_3\text{OH}}} \times \frac{1000\ \cancel{\text{g H}_2\text{O}}}{1\ \text{kg H}_2\text{O}} = \frac{3.37\ \text{mol CH}_3\text{OH}}{1\ \text{kg H}_2\text{O}}$$

La molalidad es 3.37 *m*.

Práctica 14.10

¿Cuál es la molalidad de una solución preparada disolviendo 150.0 g de $C_6H_2O_6$ en 600.0 g de H_2O?

Ejemplo 14.15

Se prepara una solución disolviendo 100. g de etilenglicol ($C_2H_6O_2$) en 200. g de agua. ¿Cuál es el punto de congelación de esa solución?

Solución

Para calcular el punto de congelación de la solución necesitamos calcular primero Δt_f, el cambio en el punto de congelación. Usaremos la ecuación

$$\Delta t_f = mK_f = \frac{\textbf{mol de soluto}}{\textbf{kg de solvente}} \times K_f$$

K_f (del agua): $\frac{1.86\ °C\ \text{kg de solvente}}{\text{mol de soluto}}$ (de la tabla 14.5)

mol de soluto: $100.\ \text{g}\ \cancel{C_2H_6O_2} \times \frac{1\ \text{mol}\ C_2H_6O_2}{62.07\ \text{g}\ \cancel{C_2H_6O_2}} = 1.61\ \text{mol de}\ C_2H_6O_2$

kg de solvente: $200.\ \cancel{\text{g}}\ H_2O \times \frac{1\ \text{kg}}{1000\ \cancel{\text{g}}} = 0.200\ \text{kg de}\ H_2O$

$$\Delta t_f = \frac{1.61\ \cancel{\text{mol}\ C_2H_6O_2}}{0.200\ \cancel{\text{kg}\ H_2O}} \times \frac{1.86\ °C\ \cancel{\text{kg}\ H_2O}}{1\ \cancel{\text{mol}\ C_2H_6O_2}} = 15.0\ °C$$

La depresión en el punto de congelación, 15.0 °C, se debe restar de 0 °C, que es el punto de congelación del solvente puro (el agua):

punto de congelación de la solución = punto de congelación del solvente - Δt_f
= 0.0 °C - 15.0 °C = -15.0 °C

Por consiguiente, el punto de congelación de la solución es de -15.0 °C. También se pueden hacer los cálculos con la ecuación

$$\Delta t_f = K_f \times \frac{\text{g de soluto}}{\text{masa molar del soluto}} \times \frac{1}{\text{kg de solvente}}$$

Ejemplo 14.16

Se prepara una solución disolviendo 4.71 g de un compuesto de masa molar desconocida en 100.0 g de agua y tiene el punto de congelación de -1.46 °C. ¿Cuál es la masa molar del compuesto?

Solución

Primero, sustituimos los datos en $\Delta t_f = mK_f$ y despejamos a m:

$\Delta t_f = +1.46$ (porque el solvente, que es agua, se congela a 0 °C)

$$K_f = \frac{1.86\ °C\ \text{kg}\ H_2O}{\text{mol soluto}}$$

Ejemplo 14.16

Solución

$$1.46\ °C = mKf = m \times \frac{1.86\ °C\ kg\ H_2O}{mol\ soluto}$$

$$m = \frac{1.46\ \cancel{°C} \times mol\ soluto}{1.86\ \cancel{°C} \times kg\ H_2O} = \frac{0.785\ mol\ soluto}{kg\ H_2O}$$

Ahora, pasamos los datos, 4.71 g soluto/100.0 g H_2O, a g/mol:

$$\frac{4.71\ g\ \cancel{soluto}}{100.0\ \cancel{g\ H_2O}} \times \frac{1000\ \cancel{g\ H2O}}{1\ \cancel{kg\ H_2O}} \times \frac{1\ \cancel{kg\ H_2O}}{0.785\ mol\ \cancel{soluto}} = 60.0\ g/mol.$$

La masa molar de la sustancia es 60.0 g/mol.

Práctica 14.11

¿Cuál es el punto de congelación de la solución en la práctica 14.10? ¿Cuál es su punto de ebullición?

14.8 Ósmosis y presión osmótica

Cuando se introducen glóbulos rojos de la sangre en agua destilada, se hinchan paulatinamente y, después de cierto tiempo, pueden reventar. Si se colocan en una solución de urea al 5%, o de sal al 5%, se encogen gradualmente y llegan a tener aspecto muy arrugado. Las células se comportan así porque están encerradas en membranas semipermeables. Una **membrana semipermeable** permite el paso de moléculas de agua (el solvente) por ella, en cualquier dirección, pero evita el paso de moléculas o iones más grandes, como las del soluto. Cuando dos soluciones de distintas concentraciones, o agua y una solución acuosa, se separan mediante una membrana semipermeable, el agua pasa por la membrana desde la solución de menor concentración hacia la de mayor concentración. La difusión del agua, sea de una solución diluida o de agua pura, a través de una membrana semipermeable hacia una solución de mayor concentración se llama **ósmosis**.

membrana semipermeable

ósmosis

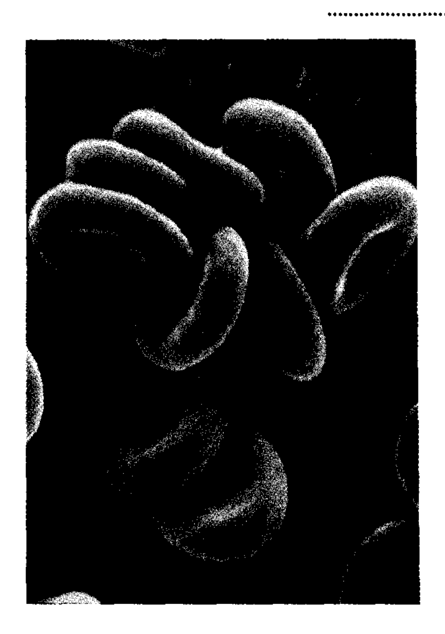
Una solución de cloruro de sodio al 0.90%, o 0.15 *M*, se llama *suero fisiológico*, por ser isotónica con el plasma sanguíneo; esto es, tiene la misma presión osmótica que la del plasma sanguíneo. Como cada mol de NaCl produce, más o menos, 2 moles de iones cuando está en solución, la concentración de partículas de soluto en el suero fisiológico es de casi 0.30 *M*. La solución de glucosa al 5% (0.28 *M*) también es, aproximadamente, isotónica con el plasma sanguíneo. Los glóbulos de la sangre ni se hinchan ni se encogen en una solución isotónica. Los glóbulos que se describieron en el párrafo anterior se hinchan en agua, por ser el agua *hipotónica* respecto al plasma sanguíneo. Las células se encogen en la solución de urea al 5% porque esa solución es *hipertónica* respecto al plasma sanguíneo. Para evitar posibles daños a los glóbulos sanguíneos a causa de la ósmosis, los fluidos de aplicación intravenosa se preparan con una concentración isotónica aproximada.

Todas las soluciones muestran *presión osmótica*, que es otra propiedad coligativa. La presión osmótica sólo depende de la concentración de las partículas de soluto y es independiente de su naturaleza. La presión osmótica de una solución se puede medir determinando la contrapresión necesaria para evitar la ósmosis; esta presión puede ser muy grande. La presión osmótica de una solución que contenga 1 mol de partículas de soluto en 1 kg de agua es, aproximadamente, de 22.4 atm, más o menos la misma que la que ejerce 1 mol de un gas confinada a un volumen de 1 L, a 0 °C.

La ósmosis desempeña un papel importante en muchos procesos biológicos y en los organismos vivos hay muchas membranas semipermeables. Como ejemplo tenemos a las raíces de las plantas, cubiertas de estructuras diminutas llamadas raicillas; el agua del terreno entra en la planta por ósmosis, pasando a través de las membranas semipermeables que cubren a las raicillas. También se pueden preparar membranas semipermeables artificiales o sintéticas.







Glóbulos rojos humanos. *Izquierda:* en una solución hipotónica (salina al 0.2%), los glóbulos se hinchan porque el agua pasa hacia la célula. Centro: en una solución hipertónica (salina al 1.6%), el agua sale de las células causando su crenado (encogimiento). *Derecha:* En una solución isotónica, la concentración es igual dentro y fuera de la célula (salina al 0.9%). Las células no cambian de forma ni de tamaño. El aumento es de 260 000 X.

En la figura 14.9, vemos un aparato sencillo para demostrar la ósmosis en el laboratorio. Como resultado de la presión osmótica, el agua pasa a través de la membrana de celofán hacia el embudo y el nivel de la solución sube. En la ósmosis, la transferencia neta de agua siempre se realiza de la solución menos concentrada a la más concentrada; esto es, el efecto tiende a igualar las concentraciones en ambos lados de la membrana. También hay que decir que el movimiento efectivo del agua en la ósmosis es de la zona de *mayor concentración de agua* (solución diluida de soluto, o de menor concentración de soluto) a la de *menor concentración de agua*.

Podemos explicar la ósmosis si suponemos que una membrana semipermeable tiene conductos que permiten que las moléculas de agua, y otras moléculas pequeñas, pasen en cualquier dirección. Ambas caras de la membrana están siendo golpeadas constantemente por moléculas de agua en movimiento aleatorio. La cantidad de moléculas de agua que cruzan la membrana es proporcional a la cantidad de impactos entre moléculas de agua y la membrana, por unidad de tiempo. Como las moléculas o iones de soluto reducen la concentración del agua, hay más moléculas de agua y más impactos de ellas del lado que tiene menor concentración de soluto, o la solución más diluida. La mayor cantidad de impactos de moléculas de agua con membrana del lado diluido origina, por consiguiente, una trans-

ferencia neta de agua hacia la solución más concentrada. Nuevamente, debemos notar que el proceso general implica la transferencia neta, por difusión a través de la membrana, de moléculas de agua de una zona de mayor concentración de agua (solución diluida) a una de menor concentración de agua (solución más concentrada).

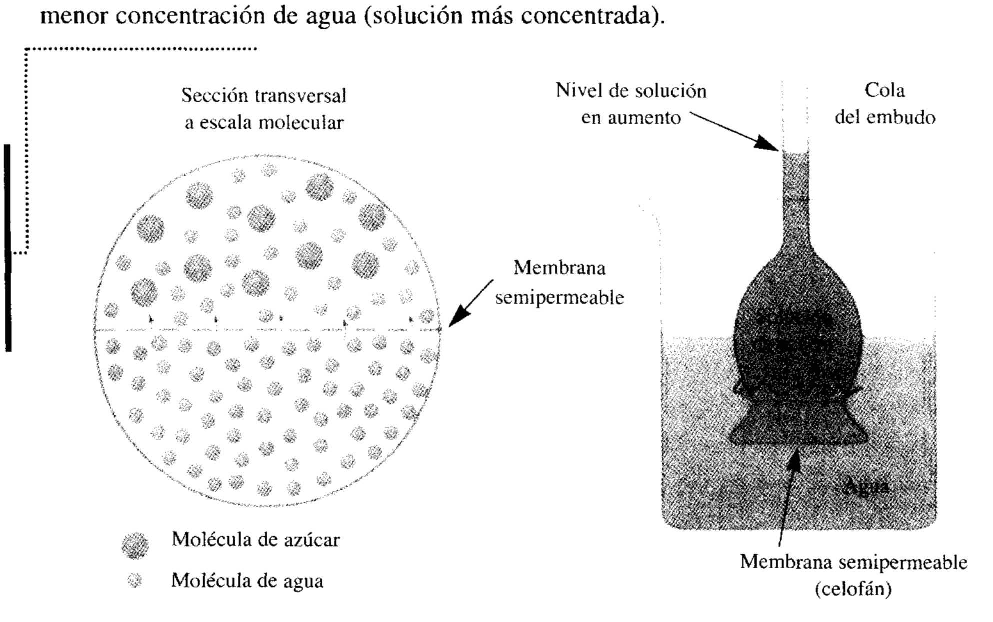


Figura 14.9
Demostración de la ósmosis en el laboratorio. Como resultado de la ósmosis, el agua pasa a través de la membrana y hace que el nivel de la solución suba en el tubo del embudo.

La explicación anterior fue una panorámica simplificada de la ósmosis. Nadie ha visto los conductos hipotéticos de las membranas que permiten pasar por ellas a las moléculas de agua y otras moléculas o iones pequeños. Se ha intentado dar explicaciones alternativas, pero en nuestra descripción sólo hemos estudiado las soluciones acuosas. Sin embargo, la presión osmótica es, una propiedad coligativa general, y se sabe que se produce en muchos sistemas no acuosos.

Repaso de conceptos

1. Describe los tipos de soluciones.
2. Cita las propiedades generales de las soluciones.
3. Describe e ilustra el proceso por el cual una sustancia iónica se disuelve en agua.
4. Indica los efectos que tienen la temperatura y la presión sobre la solubilidad de los sólidos y de los gases en los líquidos.
5. Identifica y explica los factores que afectan la rapidez con la que un sólido se disuelve en un líquido.
6. Usa una tabla o gráfica de solubilidades para determinar si una solución es saturada, no saturada o sobresaturada a determinada temperatura.
7. Calcula el porcentaje en masa o en volumen de una solución.
8. Calcula la cantidad de soluto en determinada cantidad de una solución, dada la concentración en porcentaje en masa o en volumen.
9. Calcula la molaridad de una solución a partir del volumen de ésta y de la masa, o las moles, del soluto.
10. Calcula la masa de una sustancia necesaria para preparar una solución de determinado volumen y molaridad.

11. Determina la molaridad resultante en un problema de dilución.
12. Aplica la estequiometría a reacciones químicas donde intervengan soluciones.
13. Aplica los conceptos de masa equivalente y de normalidad en cálculos.
14. Explica el efecto de un soluto sobre la presión de vapor de un solvente.
15. Explica el efecto de un soluto sobre el punto de ebullición y el punto de congelación de una solución.
16. Calcula los puntos de ebullición y de congelación de una solución a partir de los datos de su concentración.
17. Calcula la molalidad y la masa molar de un soluto a partir de datos de ebullición o de congelación.

Palabras clave

Los términos que citan a continuación se definieron a lo largo de este capítulo. Después de cada uno aparece el número de sección donde se explica.

concentración de una solución (14.2)
inmiscible (14.2)
masa equivalente (14.6)
membrana semipermeable (14.8)
miscible (14.2)
molalidad (*m*) (14.7)
molaridad (*M*) (14.6)
normalidad (14.6)
ósmosis (14.8)
partes por millón (ppm) (14.6)
propiedades coligativas (14.7)
solubilidad (14.2)
solución (14.1)
solución concentrada (14.6)
solución diluida (14.6)
solución saturada (14.6)
solución sobresaturada (14.6)
soluto (14.1)
solvente (14.1)

Preguntas

Las preguntas se refieren a las tablas, figuras, palabras clave y conceptos que se definieron en el capítulo. Las preguntas o ejercicios más difíciles se indican con un asterisco.

1. Traza un esquema donde se vea la orientación de las moléculas de agua (a) respecto a un ion sodio aislado y (b) cerca de un ion cloro aislado, en la solución.
2. Estima la cantidad de gramos de fluoruro de sodio que se disuelven en 100 g de agua a 50 °C (ve la tabla 14.2).
3. ¿Cuál es la solubilidad, a 25 °C, de cada una de las sustancias de la lista de abajo? (Ve la Fig. 14.4).
   (a) cloruro de potasio
   (b) clorato de potasio
   (c) nitrato de potasio
4. ¿Qué es distinto en la tendencia de solubilidad de los halogenuros de potasio en comparación de la de los halogenuros de litio y de los halogenuros de sodio? (Ve la tabla 14.2).
5. ¿Cuál es la solubilidad, en gramos de soluto por 100 g de H_2O, de (a) $KClO_3$ a 60 °C, (b) HCl a 20 °C, (c) Li_2SO_4 a 80 °C y (d) KNO_3 a 0 °C? (Ve la Fig. 14.4).
6. ¿Qué sustancia, KNO_3 o NH_4Cl, muestra el mayor aumento de solubilidad a mayor temperatura? (Ve la Fig. 14.4).
7. ¿Qué solución tiene la mayor depresión de punto de congelación: solución 2 molal en benceno o solución 1 molal en alcanfor? (Ve la tabla 14.5).
8. En la figura 14.5, ¿cuál sería el área superficial total del cubo de 1 cm, si se cortara en cubos de 0.01 cm por lado?
9. ¿A qué temperaturas, 10°C, 20°C, 30°C, 40°C o 50°C, esperas que sea no saturada una solución preparada con 63 g de cloruro de amonio y 150 g de agua? (Ve la Fig. 14.4).

10. Explica por qué la rapidez de disolución disminuye, como muestra la figura 14.6.
11. ¿Serían adecuados los matraces aforados de la figura 14.7 para preparar soluciones normales? Explica tu respuesta.
12. Supón que el embudo invertido de la figura 14.9 contiene una solución de azúcar 1.0 *M* y que el agua del vaso se acaba de cambiar por una solución de urea 2.0 *M*. El nivel del tubo del embudo, ¿continuaría subiendo, permanecería constante o bajaría? Explica tu respuesta.
13. Menciona y describe la diferencia entre los dos componentes de una solución.
14. ¿Siempre se nota en una solución cuál componente es el soluto? ¿Por ejemplo, en una solución de un líquido en un líquido?
15. Explica por qué el soluto no se asienta en una solución.
16. ¿Es posible tener un sólido disuelto en otro? Explica tu respuesta.
17. Una solución acuosa de KCl es incolora, una de $KMnO_4$ es púrpura y una de $K_2Cr_2O_7$ es naranja. ¿Cuál crees que sea el color de una solución acuosa de Na_2Cr_2O7?
18. Explica por qué el hexano se disuelve en benceno, pero no disuelve al cloruro de sodio.
19. Algunas bebidas, como el té, se toman calientes o frías, mientras que otras, como los refrescos de cola sólo se beben frías. ¿Por qué?
20. ¿Por qué se considera que el aire es una solución?
21. ¿En qué se disolverá más rápidamente una cucharada de azúcar, en 200 mL de té helado o en 200 mL de café caliente? Explica tu respuesta basándote en la teoría cinético molecular.
22. ¿Cuál es el efecto de la presión sobre la solubilidad de los gases en líquidos? ¿Sobre la de los sólidos en líquidos?
23. ¿Por qué las partículas más pequeñas se disuelven con más rapidez que las grandes?
24. En una solución saturada que contiene soluto sin disolver, el soluto se disuelve continuamente, pero la concentración de la solución no cambia. Explica por qué.
25. Explica por qué no hay reacción aparente cuando se mezclan cristales de $AgNO_3$ y de NaCl, pero se nota de inmediato que hay reacción cuando se mezclan soluciones de esas sustancias.
26. ¿Qué queremos decir cuando mencionamos que el HNO_3 concentrado es 16 molar?
27. 1 L de solución de NaCl 1 *M*, ¿contiene más iones cloruro que 0.5 L de $MgCl_2$ 1 *M*? Explica tu respuesta.
28. La champaña se pone en un refrigerador antes de abrirla. Además, debe abrirse con mucho cuidado. ¿Qué pasaría si se agita una botella de champaña tibia y se abre rápida y bruscamente?
29. Explica cómo se puede preparar una solución sobresaturada de $NaC_2H_3O_2$ y demostrar que es sobresaturada.
30. Explica, en términos de la teoría cinético molecular, cómo funciona una membrana semipermeable cuando se coloca entre agua pura y una solución de azúcar al 10%.
31. ¿Cuál solución tiene la mayor presión osmótica: una con 100 g de urea, NH_2CONH_2 en 1 kg de H_2O, o una que contenga 150 g de glucosa, $C_6H_{12}O_6$, en 1 kg de H_2O?
32. Explica por qué una hoja de lechuga en contacto con aderezo de ensalada con sal y vinagre se marchita y arruga pronto, mientras que otra en contacto con agua simple permanece fresca.
33. Un grupo de náufragos flotó varios días en una balsa salvavidas antes de que lo rescataran. Se vio que quienes habían tomado agua de mar eran los más deshidratados. Explica por qué.
34. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas? Vuelve a redactar las incorrectas para que sean válidas.
    (a) Una solución es una mezcla homogénea
    (b) Es posible que la misma sustancia sea el solvente de una solución y el soluto de otra
    (c) Un soluto puede eliminarse por filtración de una solución
    (d) Las soluciones saturadas siempre son soluciones concentradas
    (e) Si una solución de azúcar en agua se deja reposar durante largo tiempo sin perturbarla, el azúcar se asentará gradualmente en el fondo del recipiente
    (f) No es posible preparar una solución acuosa de AgCl 1.0 *M*
    (g) En general, los gases son más solubles en agua caliente que en agua fría
    (h) Es imposible preparar una mezcla líquida de dos fases a partir de dos líquidos que sean miscibles entre sí en todas proporciones
    (i) Una solución de NaCl al 10% en masa contiene 10 g de NaCl
    (j) Los cambios pequeños de presión tienen poco efecto sobre la solubilidad de sólidos en líquidos, pero gran influencia sobre la solubilidad de gases en líquidos
    (k) La rapidez con que se disuelve un soluto depende principalmente del tamaño de las partículas del soluto, de la temperatura del solvente y del grado de agitación que se tenga.
    (l) Para obtener una solución 1 *M* se debe tener 1 mol de soluto disuelta en el solvente suficiente para formar 1 L de solución.
    (m) Al disolver 1 mol de NaCl en 1 L de agua se obtendrá una solución 1 *M*
    (n) Una mol de soluto en 1 L de solución produce la misma concentración que 0.1 mol de soluto en 100 mL de solución.
    (o) Cuando se diluyen 100 mL de HCl 0.200 *M* agregando agua para obtener un volumen de 200 mL, la solución resultante es 0.100 *M* y contiene la mitad de la cantidad de moles de HCl que había en la solución original.
    (p) Cincuenta mililitros de H_2SO_4 0.1 *M* neutralizan el mismo volumen de NaOH 0.1 *M* que 100 mL de HCl 0.1 *M*.
    (q) Cincuenta mililitros de H_2SO_4 0.1 *N* neutralizan el mismo volumen de NaOH 0.1 *M* que 100 mL de HCl 0.1 *M*.
    (r) La molaridad de una solución varía ligeramente con la temperatura.
    (s) La masa equivalente del $Ca(OH)_2$ es la mitad de su masa molar.
    (t) Gramo por gramo, el alcohol metílico (CH_3OH) es más eficaz que el alcohol etílico (C_2H_5OH) para disminuir el punto de congelación del agua.
    (u) Una solución acuosa que se congela abajo de 0 °C tendrá un punto de ebullición normal menor que 100 °C.
    (v) Las propiedades coligativas de una solución dependen de la cantidad de partículas de soluto disueltas en ella.
    (w) Una solución de 1.00 mol de un soluto no ionizable en 1000

g de agua se congela a -1.86 °C y hierve a 99.5 °C a presión atmosférica.

(x) El agua se difunde de una solución de azúcar 0.1 *M* hacia una solución de azúcar 0.2 *M*, cuando esas dos soluciones están separadas por una membrana semipermeable

(y) Una solución isotónica de sal tiene la misma presión osmótica que el plasma sanguíneo.

(z) Los glóbulos rojos ni se hinchan ni se arrugan cuando se colocan en una solución isotónica de sal.

35. ¿Qué desventajas tiene expresar la concentración de soluciones como diluida o concentrada?

36. Explica por qué el H_2SO_4 puede tener, a la vez, las concentraciones 18 *M* y 36 *N*.

37. Describe cómo prepararías 750 mL de solución de NaCl 5 *M*.

38. Ordena las siguientes bases, en volúmenes descendentes, según la cantidad de cada una que reacciona con 1 L de HCl 1 *M*: (a) NaOH 1 *M*, (b) KOH 2 *M* y (c) $Ba(OH)_2$ 0.6 *M*.

***39.** Explica, en términos de la presión de vapor, por qué el punto de ebullición de una solución de soluto no volátil es mayor que el del solvente puro.

40. Explica por qué el punto de congelación de una solución es menor que el del solvente puro.

41. ¿Qué es más frío, un vaso de agua con hielo picado o un vaso de gaseosa con hielo picado? Explica tu respuesta.

42. Cuando se mezclan el agua y el hielo, la temperatura de la mezcla es de 0°C. Pero cuando se mezclan alcohol metílico con hielo, se alcanza con facilidad una temperatura de -10°C. Explica por qué las dos mezclas muestran tan distinto comportamiento en función de la temperatura.

43. ¿Qué es más efectivo para bajar el punto de congelación de 500. g de agua?

(a) 100. g de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$), o 100 g de alcohol etílico (C_2H_5OH)

(b) 100. g de sacarosa o 20.0 g de alcohol etílico

(c) 20.0 g de alcohol etílico o 20.0 g de alcohol metílico (CH_3OH)

44. La molaridad de una solución acuosa de NaCl 5 molal, ¿es mayor o menor que 5 molar? Explica tu respuesta.

45. ¿Qué es el microencapsulado?

46. Explica cómo funciona una etiqueta de rascar y oler.

47. ¿Cuáles son los fines del microencapsulado de desprendimiento paulatino?

48. Describe tres tipos de sistemas de microencapsulado y cita una aplicación práctica de cada uno.

Ejercicios relacionados

Los ejercicios siguientes están relacionados uno a uno. A cada ejercicio con número impar sigue otro semejante con número par. Las respuestas a los ejercicios con número par aparecen en el apéndice V.

49. ¿Cuáles de las sustancias mencionadas abajo son razonablemente solubles, y cuáles son insolubles en agua? (Ve la Fig. 14.2 o el apéndice IV.)

(a) KOH

(b) $NiCl_2$

(c) ZnS

(d) $AgC_2H_3O_2$

(e) Na_2CrO_4

50. ¿Cuáles de las sustancias mencionadas abajo son razonablemente solubles, y cuáles son insolubles en agua? (Ve Fig. 14.2 o el apéndice IV).

(a) PbI_2

(b) $MgCO_3$

(c) $CaCl_2$

(d) $Fe(NO_3)_3$

(e) $BaSO_4$

Soluciones en porcentaje

51. Calcula el porcentaje en masa de las soluciones siguientes:

(a) 25.0 g NaBr + 100.0 g H_2O

(b) 1.20 g K_2SO_4 + 10.0 g H_2O

52. Calcula el porcentaje en masa de las soluciones siguientes:

(a) 40.0 g $Mg(NO_3)_2$ + 500.0 g H_2O

(b) 17.5 g $NaNO_3$ + 250.0 g H_2O

53. ¿Cuántos gramos de una solución de $AgNO_3$ al 12.5% en masa contienen 30.0 g de $AgNO_3$?

54. ¿Cuántos gramos de una solución de $AgNO_3$ al 12.5% en masa contienen 0.400 mol de $AgNO_3$?

55. Calcula el porcentaje en masa de las soluciones siguientes:

(a) 60.0 g NaCl + 200.0 g H_2O

(b) 0.25 mol $HC_2H_3O_2$ + 3.0 mol H_2O

56. Calcula el porcentaje en masa de las soluciones siguientes:

(a) 145.0 g de NaOH en 1.5 kg H_2O

(b) Solución 1.0 *m* de $C_6H_{12}O_6$ en agua

57. ¿Cuánto soluto hay en 65 g de solución de KCl al 5.0%?

58. ¿Cuánto soluto hay en 250. g de solución de K_2CrO_4 al 15.0%?

59. Calcula el porcentaje de masa en volumen de una solución preparada disolviendo 22.0 g de CH_3OH (metanol) en C_2H_5OH (etanol) hasta completar 100. mL de solución.

60. Calcula el porcentaje de masa en volumen de una solución preparada disolviendo 4.20 g de NaCl en H_2O para completar 12.5 mL de solución.

61. ¿Cuál es el porcentaje, en volumen, de una solución preparada con 10.0 mL de CH_3OH (metanol) disueltos en agua hasta un volumen de 40.0 mL?

62. ¿Cuál es el porcentaje, en volumen, de una solución preparada con 2.0 mL de hexano, C_6H_{14}, disueltos en benceno, C_6H_6, hasta un volumen de 9.0 mL?

Problemas de molaridad

63. Calcula la molaridad de las soluciones siguientes:
   (a) 0.10 mol de soluto en 250 mL de solución
   (b) 2.5 mol de NaCl en 0.650 L de solución
   (c) 53.0 g de Na_2CrO_4 en 1.00 L de solución
   (d) 260 g de $C_6H_{12}O_6$ en 800. mL de solución

64. Calcula la molaridad de las soluciones siguientes:
   (a) 0.025 mol de HCl en 10. mL de solución
   (b) 0.35 mol de $BaCl_2 \cdot H_2O$ en 593 mL de solución
   (c) 1.50 g de $Al_2(SO_4)_3$ en 2.00 L de solución
   (d) 0.0282 g de $Ca(NO_3)_2$ en 1.00 mL de solución

65. Calcula la cantidad de moles de soluto en cada una de las soluciones siguientes:
   (a) 40.0 L de LiCl 1.0 *M*
   (b) 25.0 mL de H_2SO_4 3.00 *M*

66. Calcula la cantidad de moles del soluto en cada una de las soluciones siguientes:
   (a) 349 mL de NaOH 0.0010 *M*
   (b) 5000. mL de $CoCl_2$ 3.1 *M*

67. Calcula los gramos de soluto en cada una de las soluciones siguientes:
   (a) 150 L de NaCl 1.0 *M*
   (b) 260 mL de H_2SO_4 18 *M*

68. Calcula los gramos de soluto en cada una de las soluciones siguientes:
   (a) 0.035 L de HCl 10.0 *M*
   (b) 8.00 mL de $Na_2C_2O_4$ 0.80*M*

69. ¿Cuántos mililitros de solución de KCl 0.256 *M* contienen lo siguiente?
   (a) 0.430 mol de KCl
   (b) 20.0 g de KCl

70. ¿Cuántos mililitros de solución de KCl 0.256 *M* contienen lo siguiente?
   (a) 10.0 mol de KCl
   (*b) 71.0 g de ion cloruro, Cl-

Problemas de dilución

71. ¿Cuál será la molaridad de la solución resultante de mezclar lo siguiente? Supón que los volúmenes son aditivos.
   (a) 200. mL de HCl 12 *M* + 200. 0 mL de H_2O
   (b) 60.0 mL de $ZnSO_4$ 0.60 *M* + 500. mL de H_2O

72. ¿Cuál será la molaridad de la solución resultante de mezclar lo siguiente? Supón que los volúmenes son aditivos.
   (a) 100. mL de HCl 1.0 *M* + 150 ml de HCl 2.0 *M*
   (b) 25.0 mL de NaCl 12.5 *M* + 75.0 mL de NaCl 2.00 *M*

73. Calcula el volumen del reactivo concentrado necesario para preparar las soluciones diluidas indicadas:
   (a) HCl 12 *M* para preparar 400. mL de HCl 6.0 *M*
   (b) HNO_3 16 *M* para preparar 100. mL de HNO_3 2.5 *N*

74. Calcula el volumen del reactivo concentrado que se requiere para preparar las soluciones diluidas indicadas:
   (a) NH_3 15 *M* para preparar 50. mL de NH_3 6.0 *M*
   (b) H_2SO_4 18 *M* para preparar 250 mL de H_2SO_4 10.0 *N*

75. ¿Cuál será la molaridad de la solución preparada mezclando 250 mL de H_2SO_4 0.75 *M* con a) 150 mL de H_2O? b) 250 mL de H_2SO_4 0.70 *M*?

76. ¿Cuál será la molaridad de la solución preparada mezclando 250 mL de H_2SO_4 0.75 *M* con (a) 400. mL de H_2SO_4 2.50 *M*? (b) 375 mL de H_2O?

Problemas de estequiometría

77. $BaCl_2(ac) + K_2CrO_4(ac) \longrightarrow BaCrO_4(s) + 2\ KCl(ac)$
   Con la ecuación anterior, calcula
   (a) los gramos de $BaCrO_4$ que se pueden obtener a partir de 100.0 mL de $BaCl_2$ 0.300 *M*.
   (b) el volumen de solución de $BaCl_2$ 1.0 *M* necesario para reaccionar con 50.0 mL de solución de K_2CrO_4 0.300 *M*.

78. $3\ MgCl_2(ac) + 2\ Na_3PO_4(ac) \longrightarrow Mg_3(PO_4)_2(s) + 6\ NaCl(ac)$
   Con la ecuación anterior, calcula:
   (a) los mililitros de Na_3PO_4 que reaccionan con 50.0 mL de $MgCl_2$ 0.250 *M*.
   (b) los gramos de $Mg_3(PO_4)_2$ que se formarán a partir de 50.0 mL de $MgCl_2$ 0.250 *M*

79. Dada la ecuación balanceada
   $6\ FeCl_2(ac) + K_2Cr_2O_7(ac) + 14\ HCl(ac) \longrightarrow$
   $6\ FeCl_3(ac) + 2\ CrCl_3(ac) + 2\ KCl(ac) + 7\ H_2O(l)$
   (a) ¿Cuántas moles de KCl se producirán a partir de 2.0 moles de $FeCl_2$?
   (b) ¿Cuántas moles de $CrCl_3$ se producirán a partir de 1.0 mol de $FeCl_2$?
   (c) ¿Cuántas moles de $FeCl_2$ reaccionarán con 0.050 mol de $K_2Cr_2O_7$?
   (d) ¿Cuántos mililitros de $K_2Cr_2O_7$ 0.060 *M* reaccionarán con 0.025 mol de $FeCl_2$?
   (e) ¿Cuántos mililitros de HCl 6.0 *M* reaccionarán con 15.0 mL de $FeCl_2$ 6.0 *M*?

80. $2\ KMnO_4(ac) + 16\ HCl(ac) \longrightarrow$
   $2\ MnCl_2(ac) + 5\ Cl_2(g) + 8\ H_2O(l) + 2\ KCl(ac)$
   Con la ecuación de arriba calcula lo siguiente:
   (a) las moles de Cl_2 producidas a partir de 0.050 mol de $KMnO_4$
   (b) las moles de HCl necesarias para reaccionar con 1.0 L de $KMnO_4$ 2.0 *M*
   (c) los mililitros de HCl 6.0 *M* requeridos para reaccionar con 200. mL de $KMnO_4$ 0.50 *M*
   (d) los litros de Cl_2 gaseoso, en condiciones normales, producidos por la reacción de 75.0 mL de HCl 6.0 *M*

Problemas de masa equivalente y normalidad

81. Calcula la masa equivalente de ácido y base en cada una de las siguientes reacciones:
(**a**) $HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$
(**b**) $2\ HCl + Ba(OH)_2 \longrightarrow 2\ H_2O + BaCl_2$
(**c**) $H_2SO_4 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaSO_4 + 2\ H_2O$

82. Calcula la masa equivalente de ácido y base en cada una de las siguientes reacciones:
(**a**) $H_2SO_4 + KOH \longrightarrow KHSO_4 + H_2O$
(**b**) $H_3PO_4 + 2\ LiOH \longrightarrow Li_2HPO_4 + 2\ H_2O$
(**c**) $HNO_3 + NaOH \longrightarrow NaNO_3 + H_2O$

83. ¿Cuál es la normalidad de las siguientes soluciones? Supón neutralización completa.
(**a**) HCl 4.0 *M*
(**b**) HNO_3 0.243 *M*
(**c**) H_2SO_4 3.0 *M*

84. ¿Cuál es la normalidad de las soluciones siguientes? Supón neutralización completa.
(**a**) H_3PO_4 1.85 *M*
(**b**) $HC_2H_3O_2$ 0.250 *M*
(**c**) $NaOH$ 1.25 *M*

85. ¿Qué volumen de NaOH 0.2550 *N* se requiere para neutralizar
(**a**) 20.22 mL de HCl 0.1254 *N*?
(**b**) 14.86 mL de H_2SO_4 0.1246 *N*?

86. ¿Qué volumen de NaOH 0.2550 *N* se requiere para neutralizar
(**a**) 21.30 mL de HCl 0.1430 *M*?
(**b**) 18.00 mL de H_2SO_4 0.1430 *M*?

Problemas de molalidad y propiedades coligativas

87. Calcula la molalidad de estas soluciones:
(**a**) 14.0 g de CH_3OH en 100.0 g de H_2O
(**b** 2.50 mol de benceno, C_6H_6, en 250 g de hexano (C_6H_{14})

88. Calcula la molalidad de estas soluciones:
(**a**) 1.0 g de $C_6H_{12}O_6$ en 1.0 g de H_2O
(**b**) 0.250 mol de yodo en 1.0 kg de H_2O

89. (**a**) ¿Cuál es la molalidad de una solución que contiene 100.0 g de etilenglicol, $C_2H_6O_2$ en 150.0 g de agua?
(**b**) ¿Cuál es el punto de ebullición de esa solución?
(**c**) ¿Cuál es el punto de congelación de esa solución?

90. ¿Cuál es a) la molalidad, b) el punto de congelación y c) el punto de ebullición de una solución que contiene 2.68 g de naftaleno, $C_{10}H_8$, en 38.4 g de benceno, C_6H_6?

***91.** El punto de congelación de una solución de 8.00 g de una sustancia desconocida, disueltos en 60.0 g de ácido acético, es de 13.2 °C. Calcula la masa molar del compuesto.

***92.** ¿Cuál es la masa molar de un compuesto, si 4.80 g de la sustancia, disueltos en 22.0 g de H_2O produce una solución que se congela a -2.50 °C?

Ejercicios adicionales

Los siguientes ejercicios no están relacionados ni ordenados por temas; son para que adquieras más práctica en la aplicación de los conceptos descritos en este capítulo.

93. ¿Cuántos gramos de solución de NaOH al 10.0% en masa se necesitan para neutralizar 150 mL de una solución de HCl 1.0 *M*?

***94.** ¿Cuántos gramos de NaOH al 10.0% en masa se necesitan para neutralizar 250.0 g de una solución de HCl 1.0 *m*?

***95.** Un jarabe azucarado contiene 15.0 % en masa de azúcar, $C_{12}H_{22}O_{11}$ y su densidad es de 1.06 g/mL.
a) ¿Cuántos gramos de azúcar hay en 1.0 L de este jarabe?
b) ¿Cuál es la molaridad de esta solución?
c) ¿Cuál es la molalidad de esta solución?

***96.** Una solución de 3.84 g de C_4H_2N (fórmula empírica) en 250.0 g de benceno deprime 0.614 °C el punto de congelación del benceno. ¿Cuál es la fórmula molecular de la sustancia?

***97.** El ácido clorhídrico, HCl, se vende en forma de solución acuosa concentrada (12.0 mol/L). Si la densidad de esa solución es de 1.18 g/mL, calcula su molalidad.

***98.** ¿Cuántos gramos de KNO_3 hay que emplear para preparar 450 mL de una solución que debe contener 5.5 mg/mL de ion potasio? Calcula la molaridad de la solución.

99. ¿Qué masa de solución al 5.50 % se puede preparar a partir de 25.0 g de KCl?

100. La concentración de las soluciones salinas fisiológicas, de NaCl, para inyecciones intravenosas es del 0.90% de masa en volumen.
(**a**) ¿Cuántos gramos de NaCl se necesitan para preparar 500.0 mL de esta solución?
(***b**) ¿Cuánta agua hay que evaporar de la solución para producir una solución que tenga 9.0% de NaCl masa/volumen?

***101.** Se prepara una solución a partir de 50.0 g de KNO_3 y 175 g de H_2O. ¿Cuántos gramos de agua hay que evaporar para obtener una solución saturada de KNO_3 en agua a 20 °C? (Ve la Fig. 14.4).

102. ¿Qué volumen de alcohol para masajes al 70.0% puedes preparar si sólo tienes a la mano 150 mL de alcohol isopropílico puro?

103. A 20 °C, una solución acuosa de HNO_3 con 35.0% de HNO_3 en masa tiene 1.21 g/mL de densidad.
(**a**) ¿Cuántos gramos de HNO_3 hay en 1.00 L de esta solución?

(b) ¿Qué volumen de esta solución contiene 500. g de HNO_3?

***104.** ¿Cuál es la molaridad de una solución de ácido nítrico, si tiene 35.0% en masa de HNO_3 y su densidad es de 1.21 g/mL?

105. ¿A qué volumen debe diluirse una solución de 80.0 g de H_2SO_4 en 500. mL de solución para obtener una solución 0.10 *M*?

106. ¿Cuántos mililitros de agua se deben agregar a 300.0 mL de HCl 1.40 *M* para obtener una solución de HCl 0.500 *M*? Supón que los volúmenes son aditivos.

107. Una muestra de 10.0 mL de HNO_3 16 *M* se diluye a 500.0 mL. ¿Cuál es la molaridad de la solución obtenida?

108. Te dan una solución de KOH 5.00 *M*. ¿Cómo prepararías 250.0 mL de KOH 0.625 *M*?

109. (a) ¿Cuántas moles de hidrógeno se desprenderán al reaccionar 200.0 mL de HCl 3.00 *M* con un exceso de magnesio? La ecuación es

$$Mg(s) + 2\,HCl(ac) \longrightarrow MgCl_2(ac) + H_2(ac)$$

(b) ¿Cuántos litros de hidrógeno gaseoso, H_2, se obtienen, medidos a 27 °C y 720 torr? (Sugerencia: aplica la ecuación del gas ideal)

***110.** ¿Cuál es la molaridad de una solución de HCl, si al reaccionar 150.0 mL de ella con magnesio en exceso se desprenden 3.50 L de H_2 gaseoso medidos en condiciones normales?

111. ¿Cuál es la normalidad de una solución de H_2SO_4, si se necesitan 36.26 mL para neutralizar 2.50 g de $Ca(OH)_2$?

112. ¿Qué será más eficaz para neutralizar la acidez estomacal, producida por HCl: una tableta con 12.0 g de $Mg(OH)_2$ o una con 10.0 g de $Al(OH)_3$? Comprueba tu respuesta.

113. ¿Qué será más eficaz como anticongelante en un radiador automotriz? ¿Una solución con

(a) 10 kg de alcohol metílico, CH_3OH, o con 10 kg de alcohol etílico, C_2H_5OH?

(b) alcohol metílico 10 *m* o alcohol etílico 10 *m*?

114. El ácido de los acumuladores automotrices contiene 38% de H_2SO_4 y su densidad es 1.29 g/mL. Calcula la molalidad y la molaridad de esa solución.

***115.** Una solución de azúcar preparada para alimentar a colibrís contiene 1.00 lb de azúcar, $C_{12}H_{22}O_{11}$ y 4.00 lb de agua. ¿Se puede usar esa solución al aire libre, cuando la temperatura desciende por la noche a 20.0 °F sin que se congele?

***116.** ¿Cuál sería a) la molalidad, y b) el punto de ebullición de una solución acuosa de azúcar, $C_{12}H_{22}O_{11}$, que se congela a -5.4 °C?

117. El punto de congelación de una solución de 6.20 g de $C_2H_6O_2$ en agua es -0.372 °C. ¿Cuántos gramos de H_2O tiene la solución?

118. ¿Cuál es a) la masa y b) el volumen de etilenglicol ($C_2H_6O_2$, densidad = 1.11 g/mL) que se debe agregar a 12.0 L de agua para el radiador de un automóvil y protegerlo contra congelamientos a -20°C? c) ¿Hasta qué temperatura, en grados Fahrenheit, estará protegido el radiador?

119. Una solución saturada, ¿puede ser una solución diluida? Explica tu respuesta.

120. ¿Qué volumen de HCl 0.65 M se necesita para neutralizar totalmente 12 g de NaOH?

***121.** Si se necesitan 150 mL de HNO_3 0.055 *M* para neutralizar 1.48 g de una muestra impura de carbonato de sodio e hidrógeno (bicarbonato de sodio), ¿qué porcentaje de la muestra es de carbonato de sodio e hidrógeno?

122. (a) ¿En cuánta agua se debe diluir ácido sulfúrico concentrado, H_2SO_4 18.0 *M*, para preparar 8.4 L de solución de ácido sulfúrico 1.5 *M*?

(b) ¿Cuántas moles de H_2SO_4 hay en cada mililitro del ácido concentrado original?

(c) ¿Cuántas moles habría en cada mililitro de la solución diluida?

123. Una solución acuosa se congela a -3.6 °C. ¿Cuál es su temperatura de ebullición?

***124.** ¿Cómo prepararías una solución de HNO_3 6.00 *M* si sólo dispones de soluciones 3.00 *M* y 12.0 *M* para mezclar?

***125.** 20.0 mL de una solución de HBr de concentración desconocida se diluyeron exactamente a 240 mL. Ahora bien, si 100.0 mL de esa solución diluida necesitaron 88.4 mL de NaOH 0.37 *M* para neutralizarse por completo, ¿cuál fue la concentración original de la solución de HBr?

126. Cuando se mezclan 80.5 mL de $Ba(NO_3)_2$ 0.642 *M* con 44.5 ml de KOH 0.743 *M*, se forma un precipitado de $Ba(OH)_2$. ¿Cuántos gramos de $Ba(OH)_2$ se podrían obtener?

127. Hay que preparar exactamente 300 gramos de solución de sacarosa al 5.0%. ¿Cuántos gramos de una solución al 2.0% de sacarosa contienen la misma cantidad de gramos de azúcar?

128. El carbonato de litio, Li_2CO_3 se usa como medicamento en el tratamiento de depresión maniaca. Se preparó una solución 0.25 *M*.

(a) ¿Cuántas moles de Li_2CO_3 hay en 45.8 mL de la solución?

(b) ¿Cuántos gramos de Li_2CO_3 hay en 750 mL de la misma solución?

(c) ¿Cuántos mililitros de solución se necesitan para suministrar 6.0 g del soluto?

(d) Si la densidad de la solución es 1.22 g/mL, ¿cuál es su porcentaje en masa?

129. Si un estudiante, por accidente, mezclara 400.0 mL de HCl 0.35 *M* con 1100 mL de HCl 0.65 *M*, ¿cuál sería la molaridad de la solución de ácido clorhídrico?

130. Supón que partiste de 100. mL de agua destilada. A continuación agregaste una gota (hay 20 gotas en un mL) de ácido acético concentrado, $HC_2H_3O_2$ 17.8 *M*. ¿Cuál es la molaridad de la solución resultante?

Respuestas a los ejercicios de práctica

14.1 no saturada
14.2 solución de Na_2SO_4 al 10.0 %
14.3 2.02 *M*
14.4 0.27 g NaCl
14.5 0.84 L (840 mL)
14.6 75 mL NaOH
14.7 5.00×10^{-2} *M*
14.8 43 g
14.9 NaOH 1.19×10^{-2} *N*, NaOH 1.19×10^{-2} *M*
14.10 1.387 *m*
14.11 punto de congelación = -2.58 °C, punto de ebullición = 100.71 °C.

Capítulo 15

Ácidos, bases y sales



Al entrar la lava en el mar, se forma una solución ligeramente ácida.

El agua es el medio donde se llevan a cabo las reacciones fundamentales de la vida en este planeta. Hay muchas reacciones químicas importantes que suceden en soluciones acuosas. En los volcanes y en los manantiales termales se producen soluciones ácidas, a partir de ácido clorhídrico y dióxido de azufre. Estos ácidos se combinan con bases, como carbonato de calcio, que se disuelven de las rocas y de los animales microscópicos, y después forman las sales de nuestros océanos dando origen a las bellas estalactitas y estalagmitas en las grutas calizas. Las reacciones de fotosíntesis y de respiración no pueden efectuarse sin un equilibrio adecuado entre ácidos y bases. Aun las pequeñas desviaciones respecto a este delicado equilibrio ácido-base pueden ser perjudiciales para los organismos vivos. Las actividades humanas han originado cambios en ese delicado equilibrio. Por ejemplo, en años recientes nos hemos visto amenazados por los efectos de la lluvia ácida sobre nuestro ambiente y hemos comenzado a examinar los medios con los cuales podamos mantener el equilibrio, mientras continuamos cambiando nuestro planeta.

15.1 Ácidos y bases

La palabra ácido se deriva del latín *acidus*, que quiere decir "agrio" y también se relaciona con la palabra latina *acetum*, que quiere decir "vinagre". Desde la antigüedad, el vinagre se ha conocido como producto de la fermentación del vino y de la sidra de manzana. El componente agrio del vinagre es el ácido acético, $HC_2H_3O_2$. A continuación, citaremos algunas de las propiedades características que se relacionan normalmente con los ácidos:

1. Sabor agrio
2. Cambio de color del tornasol (colorante vegetal) de azul a rojo
3. Reaccionan con

• metales como el zinc y el magnesio para producir hidrógeno gaseoso
• hidróxidos básicos para producir agua y un compuesto iónico (sal)
• carbonatos para producir dióxido de carbono

Estas propiedades se deben a los iones hidrógeno, H^+, liberados por los ácidos en solución acuosa.

De acuerdo con la definición clásica, una *base* es una sustancia capaz de liberar iones hidróxido, OH^-, en solución acuosa. Las bases más comunes son los hidróxidos de los metales alcalinos (grupo IA) y alcalinotérreos (grupo IIA), como LiOH, NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$ y $Ba(OH)_2$. Las soluciones acuosas de las bases se llaman soluciones alcalinas, o soluciones básicas. Algunas de las propiedades características que se asocian normalmente a las bases son:

1. Sabor amargo
2. Tacto resbaloso o jabonoso
3. La capacidad de cambiar el tornasol de rojo a azul
4. La capacidad de reaccionar con ácidos

Se han propuesto varias teorías para contestar la pregunta "¿qué es un ácido y qué es una base?" Una de las primeras y más importantes la estableció Svante Arrhenius (1859-1927), químico sueco, en 1884. Propuso que "un ácido es una sustancia que contiene hidrógeno y que se disocia produciendo iones hidrógeno y una base es una sustancia que contiene hidróxido y se disocia para producir iones hidróxido en solución acuosa". Postuló que los iones hidrógeno son producidos por la disociación de ácidos en agua y que los iones hidróxido se producen por disociación de las bases en agua:

$$\underset{\text{ácido}}{HA} \longrightarrow H^+ + A^-$$

$$\underset{\text{base}}{MOH} \longrightarrow M^+ + OH^-$$

Así, una solución ácida contiene un exceso de iones hidrógeno y una solución básica un exceso de iones hidróxido.

En 1923, J. N. Brønsted (1897-1947), químico danés, y T, M. Lowry (1847-1936), químico inglés, propusieron la teoría de la transferencia de protones. Esta teoría postula que un ácido es un donador (o dador) de protones y una base un aceptor (o receptor) de protones.

Un ácido Brønsted-Lowry es un donador de protones (H^+).
Una base Brønsted-Lowry es un aceptor de protones (H^+).

Veamos la reacción del cloruro de hidrógeno gaseoso con agua, para formar ácido clorhídrico:

$$HCl(g) + H_2O(l) \longrightarrow H_3O+(ac) + Cl\text{-}(ac) \qquad (1)$$

En el transcurso de la reacción, el HCl dona, o cede, un protón para formar un ion Cl^- y el H_2O acepta un protón para formar el ion H_3O^+. Por consiguiente, el HCl es un ácido y el H_2O es una base, según la teoría de Brønsted-Lowry.

Un ion hidrógeno, H^+, no es más que un protón aislado y no existe por sí mismo en solución acuosa. En el agua se combina con una molécula polar de ésta y forma un ion hidrógeno hidratado, H_3O^+, que se llama ion hidronio. El protón es atraído hacia una molécula polar de agua y forma un enlace con uno de los dos pares de electrones no compartidos:

$$H^+ + H:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}: \longrightarrow \left[H:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}:H\right]^+$$

ion hidronio

Observa la estructura electrónica del ion hidronio. Por simplicidad de expresión, en las ecuaciones usaremos H^+ en lugar de H_3O^+, sobreentendiendo, explícitamente, que el H^+ siempre está hidratado en solución.

Como se ve en la ecuación 1), cuando un ácido de Brønsted-Lowry dona un protón, forma la base conjugada de ese ácido. Cuando una base acepta un protón, forma el ácido conjugado de esa base, formándose un ácido conjugado y una base conjugada còmo productos. Las fórmulas del par ácido-base conjugados difieren en un protón (H^+). Veamos lo que sucede cuando se hace burbujear $HCl(g)$ en agua, como se describe en la siguiente ecuación:

par conjugado ácido-base

$$HCl(g) + \mathbf{H_2O}(l) \longrightarrow Cl^-(ac) + \mathbf{H_3O^+}(ac)$$

par conjugado ácido-base

ácido **base** base **ácido**

Los pares ácido-base conjugados son HCl—Cl^- y $\mathbf{H_3O^+}$**—**$\mathbf{H_2O}$**.** El Cl^- es la base conjugada del HCl y el HCl es el ácido conjugado del Cl^-. El H_2O es la base conjugada del H_3O^+ y el H_3O+ es el ácido conjugado del H_2O.

Otro ejemplo de pares de ácido-base conjugados se observa en la siguiente ecuación:

$$NH_4^+ + \mathbf{H_2O} \longrightarrow \mathbf{H_3O^+} + NH_3$$

ácido **base** **ácido** base

En esta ecuación, los pares ácido-base conjugados son NH_4^+—NH_3 y $\mathbf{H_3O^+}$**—**$\mathbf{H_2O}$**.**

Ejemplo 15.1

Escribe la fórmula de a) la base conjugada del H_2O y del HNO_3 y b) el ácido conjugado de SO_4^{2-} y de $C_2H_3O_2^-$.

Solución

a) Para escribir la fórmula de la base conjugada de un ácido se quita un protón de la fórmula del ácido. Así,

$$H_2O \xrightarrow{-H^+} OH^- \quad \text{(base conjugada)}$$

$$HNO_3 \xrightarrow{-H^+} NO_3^- \quad \text{(base conjugada)}$$

Observa que si se elimina un H^+, la base conjugada se hace más negativa que el ácido, por una carga menos.

b) Para escribir la fórmula del ácido conjugado de una base, se agrega un protón a la fórmula de la base. Así,

$$SO_4^{2-} \xrightarrow{+H^+} HSO_4^- \quad \text{(ácido conjugado)}$$

$$C_2H_3O_2^- \xrightarrow{+H^+} HC_2H_3O_2 \quad \text{(ácido conjugado)}$$

En cada caso, el ácido conjugado se hace más positivo que la base, por una carga más (o positiva) debida a la adición de H^+.

Recuerda que la diferencia entre un ácido o una base y sus conjugado es un protón H^+.

Práctica 15.1
Práctica 15.2

Práctica 15.1
Escribe la fórmula de la base conjugada de cada uno de los ácidos siguientes:
a) H_2CO_3 b) HNO_2 c) $HC_2H_3O_2$

Práctica 15.2
Escribe la fórmula del ácido conjugado de cada una de las bases siguientes:
a) HSO_4^- b) NH_3 c) OH^-

Gilbert N. Lewis introdujo un concepto más general de ácido y base. La teoría de Lewis enuncia el modo en el que una sustancia, con un par de electrones sin compartir, toma parte en una reacción tipo ácido-base. Según esta teoría, una base es cualquier sustancia que tiene un par no compartido de electrones (donador de par de electrones) y un ácido es cualquier sustancia a la que se fija, o acepta, un par de electrones.

Un ácido de Lewis es un aceptor de par electrónico.
Una base de Lewis es un donador de par electrónico.

En la reacción

$$\underset{\text{ácido}}{H^+} + \underset{\text{base}}{\begin{array}{c} H \\ :\ddot{N}:H \\ \ddot{H} \end{array}} \longrightarrow \left[\begin{array}{c} H \\ H:\ddot{N}:H \\ \ddot{H} \end{array}\right]^+$$

El H^+ es un ácido de Lewis y el $:NH_3$ es una base de Lewis. Según la teoría de Lewis, otras sustancias que no sean donadores de protones, como el BF_3, se comportan como ácidos:

$$\underset{\text{ácido}}{\begin{array}{c} F \\ F:\ddot{B} \\ \ddot{F} \end{array}} + \underset{\text{base}}{\begin{array}{c} H \\ :\ddot{N}:H \\ \ddot{H} \end{array}} \longrightarrow \begin{array}{c} F\;H \\ F:\ddot{B}:\ddot{N}:H \\ \ddot{F}\;\ddot{H} \end{array}$$

Las bases de Lewis y las de Brønsted-Lowry son idénticas porque para aceptar un protón, una base debe tener un par no compartido de electrones.

En la tabla 15.1 se resumen las tres teorías. Las tres explican cómo suceden las reacciones ácido-base. En general, emplearemos la teoría que explique mejor la reacción que estemos estudiando. La mayor parte de nuestros ejemplos será de soluciones acuosas. Es importante darse cuenta de que en una solución acuosa ácida, la concentración del ion H^+ siempre es mayor que la concentración de OH^-. Y al revés, en una solución acuosa básica, la concentración de iones OH^- siempre es mayor que la de iones H^+. Cuando las concentraciones de H^+ y OH^- en una solución son iguales, la solución es neutra, es decir ni es ácida ni básica.

15.2 Reacciones de los ácidos

En soluciones acuosas, los iones H^+ o H_3O^+ son los responsables de las reacciones características de los ácidos. Las reacciones siguientes se llevan a cabo en un medio acuoso.

TABLA 15.1 **Resumen de las definiciones de ácido y base**

Teoría	Ácido	Base
Arrhenius	Sustancia que contiene hidrógeno y que produce iones hidrógeno en solución acuosa	Sustancia que contiene hidróxido y que produce iones hidróxido en solución acuosa
Brønsted-Lowry	Donador de protones (H^+)	Aceptor de protones (H^+)
Lewis	Toda especie que se enlace a un par no compartido de electrones (aceptor de par de electrones)	Toda especie que tenga un par no compartido de electrones (donador de par de electrones)

Reacción con los metales Los ácidos reaccionan con los metales que están arriba del hidrógeno en la serie de actividad de los elementos, y producen hidrógeno y un compuesto iónico, una sal (ve secc. 17.5):

ácido + metal ⟶ hidrógeno + compuesto iónico

$$2\,HCl(ac) + Ca(s) \longrightarrow H_2(g) + CaCl_2(ac)$$
$$H_2SO_4(ac) + Mg(s) \longrightarrow H_2(g) + MgSO_4(ac)$$
$$6\,HC_2H_3O_2(ac) + 2\,Al(s) \longrightarrow 3\,H_2(g) + 2\,Al(C_2H_3O_2)_3(ac)$$

Hay ácidos, como el nítrico, que son oxidantes y reaccionan con los metales produciendo agua en lugar de hidrógeno. Por ejemplo:

$$3\,Zn(s) + 8\,HNO_3(diluido) \longrightarrow 3\,Zn(NO_3)_2(ac) + 2\,NO(g) + 4\,H_2O(l)$$

Reacción con las bases La interacción de un ácido con una base se llama reacción de neutralización. En soluciones acuosas, los productos de esa reacción son una sal y agua:

ácido + base ⟶ sal + agua

$$HBr(ac) + KOH(ac) \longrightarrow KBr(ac) + H_2O(l)$$
$$2\,HNO_3(ac) + Ca(OH)_2(ac) \longrightarrow Ca(NO_3)_2(g) + 2\,H_2O(l)$$
$$2\,H_3PO_4(ac) + 3\,Ba(OH)_2(ac) \longrightarrow Ba_3(PO_4)_2(s) + 6\,H_2O(l)$$

Reacción con óxidos de metal Esta reacción se relaciona estrechamente con la de un ácido con una base. Con un ácido acuoso, los productos son una sal y agua:

ácido + óxido de metal ⟶ sal + agua

$$2\,HCl(ac) + Na_2O(s) \longrightarrow 2\,NaCl(ac) + H_2O(l)$$
$$H_2SO_4(ac) + MgO(s) \longrightarrow MgSO_4(ac) + H_2O(l)$$
$$6\,HCl(ac) + Fe_2O_3(s) \longrightarrow 2\,FeCl_3(ac) + 3\,H_2O(l)$$

Reacción con carbonatos Muchos ácidos reaccionan con los carbonatos y producen dióxido de carbono, agua y un compuesto iónico:

El ácido carbónico, H_2CO_3, no es el producto, porque es inestable y se descompone formando agua y dióxido de carbono.

$$H_2CO_3(ac) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(l)$$

ácido + carbonato ⟶ sal + agua + dióxido de carbono

$$2\,HCl(ac) + Na_2CO_3(ac) \longrightarrow 2\,NaCl(ac) + H_2O(l) + CO_2(g)$$
$$H_2SO_4(ac) + MgCO_3(s) \longrightarrow MgSO_4(ac) + H_2O(l) + CO_2(g)$$

15.3 Reacciones de las bases

A los iones OH^- se deben las reacciones características de las bases. Todas las reacciones siguientes se llevan a cabo en un medio acuoso.

Reacción con los ácidos Las bases reaccionan con los ácidos y producen una sal y agua. Ve la reacción de ácidos con bases en la sección 15.2.

Hidróxidos anfóteros Los hidróxidos de algunos metales, como el zinc, el aluminio y el cromo, son **anfóteros**; esto es, son capaces de reaccionar desempeñando un papel de un ácido o de una base. Cuando reaccionan con un ácido fuerte, se comportan como bases; cuando reaccionan con una base fuerte, se comportan como ácidos:

anfóteros

$$Zn(OH)_2(s) + 2\,HCl(ac) \longrightarrow ZnCl_2(ac) + 2\,H_2O(l)$$

$$Zn(OH)_2(s) + 2\,NaOH(ac) \longrightarrow Na_2Zn(OH)_4(ac)$$

Reacción de NaOH y KOH con algunos metales Algunos metales anfóteros reaccionan directamente con el hidróxido de sodio y el hidróxido de potasio, que son bases fuertes y producen hidrógeno:

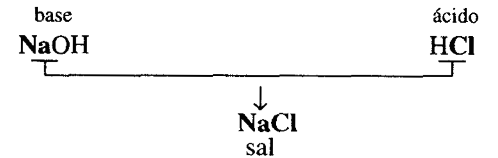
base + metal + agua ⟶ sal + hidrógeno

$$2\,NaOH(ac) + Zn(s) + 2\,H_2O(l) \longrightarrow Na_2Zn(OH)_4(ac) + H_2(g)$$

$$2\,KOH(ac) + 2\,Al(s) + 6\,H_2O(l) \longrightarrow 2\,KAl(OH)_4(ac) + 3\,H_2(g)$$

15.4 Sales

Las sales abundan mucho en la naturaleza. La mayor parte de las rocas y minerales del manto terrestre son sales de uno u otro tipo; también en los océanos existen inmensas cantidades de sales disueltas. Se puede considerar que las sales son compuestos que se han derivado de ácidos y bases y que están formadas por iones positivos de metal o de amonio (excluyendo al H+), combinados con iones negativos no metálicos (excluyendo al OH- y al O2-). El ion positivo es la contraparte de la base y el ion no metálico la contraparte del ácido:



Casi siempre las sales son cristalinas y tienen puntos de fusión y ebullición elevados.

Un solo ácido, como el ácido clorhídrico (HCl), puede dar lugar a muchos cloruros, como el NaCl, KCl, RbCl, $CaCl_2$ y $NiCl_2$, si se reemplaza su hidrógeno con iones de metal. Por consiguiente, la cantidad de sales conocidas es muchísimo mayor que la de los ácidos y bases conocidos. Si se reemplazan los átomos de hidrógeno de un ácido binario por un no metal, el compuesto que resulta tiene enlazamiento covalente y, por consiguiente, no se considera iónico (por ejemplo, PCl_3, S_2Cl_2, Cl_2O, NCl_3, ICl).

QUÍMICA EN ACCIÓN

La explosiva diversión agridulce

La vitrina de la dulcería está llena con una gran variedad de artículos cuyo objeto es hacer que frunzas tus labios y estimular tu lengua, para que tu cerebro reciba señales de "ÁCIDO". La lengua humana tiene cuatro tipos de receptores de gusto, que se llaman "papilas gustativas". Cada una está en una zona distinta de la lengua y son sensibles a lo dulce, amargo, salado y agrio. Sus receptores son moléculas que encajan con las moléculas del dulce, o de cualquier alimento, y mandan una señal al cerebro donde se interpreta como sabor.

Las sustancias que saben agrias son ácidos. Las que producen ese sabor agrio en el dulce y en otros caramelos son, muchas veces, el ácido málico o el ácido cítrico.

```
      H    O
      |    ||
  H — C — C — O — H
      |    O
      |    ||
 HO — C — C — O — H
      |    O
      |    ||
  H — C — C — O — H
      |
      H
```

Ácido cítrico pf 153 °C

```
      H    O
      |    ||
  H — C — C — O — H
      |    O
      |    ||
 HO — C — C — O — H
      |
      H
```

Ácido málico pf 100 °C

El ácido cítrico sabe más agrio que el málico. Cuando esas sustancias se mezclan con otros ingredientes, como azúcar, miel de maíz, saborizantes y preservativos, el resultado es un ¡confite agridulce! Los mismos ácidos se pueden mezclar con caucho sintético o con chi-

```
              O
              ||
  CH2 — C — O — O — H
        |     O
        |     ||
   HO — C — C — O — H
        |     O
        |     ||
  CH2 — C — O — O — H
```

Ácido cítrico

```
            O
            ||
      CH2—C — O-
      |     O
      |     ||
 HO — C — C — OH  +  H+(ac)
      |     O
      |     ||
      CH2— C — O — H
```

Ácido málico

cle (el látex seco del árbol del chicle) y se obtiene una goma de mascar inflable que seguramente te hará fruncir los labios. El más ácido de estas gomas se llama *Face Slammers*®, ("impacto en la cara").

Los fabricantes de goma de mascar han dado un paso adelante al incorporar en sus productos la química de los ácidos y las bases, para proporcionar grandes sorpresas. En la goma *Mad Dawg*®, el sabor inicial es agrio. Pero después de un par de minutos de masticarla, de tu boca comienza a salir espuma de color brillante, entre tus labios. ¿Qué sucede?

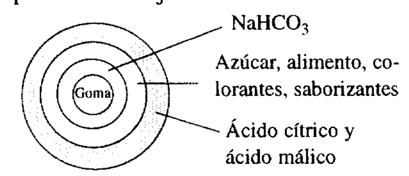
La espuma es una mezcla de azúcar, saliva y burbujas de dióxido de carbono, que se desprende cuando se mezclan algunos de los ingredientes de la goma con el ambiente acuoso de tu boca. Los ácidos cítrico y málico se disocian, produciendo iones hidrógeno, mientras que el carbonato de sodio e hidrógeno (bicarbonato de sodio) se disuelve y forma iones sodio y carbonato ácido:

$$NaHCO_3(s) \longrightarrow Na^+(ac) + HCO_3^-(ac)$$

Los iones hidrógeno de los ácidos reaccionan con los iones carbonato ácido del bicarbonato de sodio y producen agua y dióxido de carbono gaseoso:

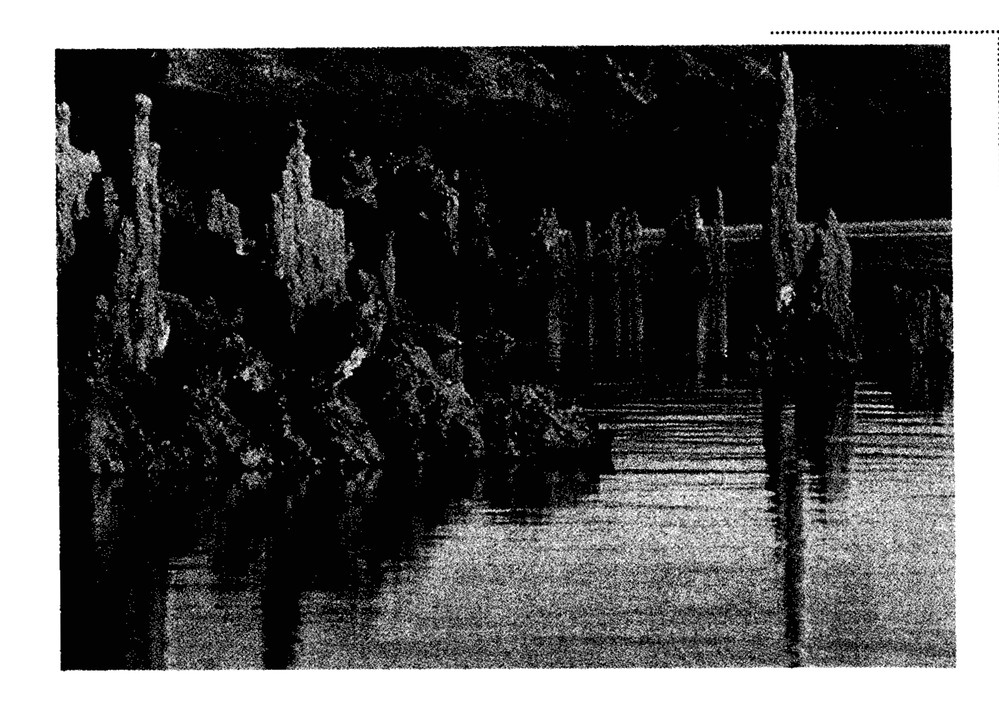
$$H^+(ac) + HCO_3^-(ac) \longrightarrow H_2O(l) + CO_2(g)$$

Los ácidos estimulan la producción de saliva y los colorantes alimenticios tiñen la espuma. El problema principal que tuvieron los químicos para poder crear esta propiedad fue mantener separados los reactivos hasta el momento en que la persona aplasta la goma dentro de su boca. Como son sólidos, el carbonato de sodio e hidrógeno y el ácido cítrico no reaccionan. Pero cuando hay una mínima cantidad de agua, el proceso comienza. Cuando se fabrica una tableta como la de Alka Seltzer®, sus ingredientes, que son ácido cítrico, carbonato de sodio e hidrógeno, aspirina y saborizantes, todos sólidos, se comprimen formando la tableta, la cual se sella en una bolsita seca de lámina metálica. Cuando se abre y se deja caer en agua, la reacción y el alivio, comienzan y se desprenden burbujas.



Corte de una goma de mascar Mad Dawg®

En las bolas de goma de mascar Mad Dawg®, el núcleo central es de chicle húmedo y el recubrimiento se aplica en solución. Algunas de las primeras versiones de estas gomas de mascar explotaban al sacarlas de la máquina confitera. Para eliminar este problema, hoy se usan capas múltiples para mantener el ácido en una capa (la externa, para dar el primer impacto agrio) y el carbonato de sodio e hidrógeno en una de las capas internas (ve el diagrama). Cuando la persona mastica la goma, las capas comienzan a mezclarse con la saliva y ¡comienza la diversión!



Estas extrañas formaciones minerales se llaman "toba calcárea". Las vemos en el lago Mono, en California, Estados Unidos. La toba calcárea se forma cuando el agua pasa a través de arena saturada con $NaCl$, Na_2CO_3 y Na_2SO_4.

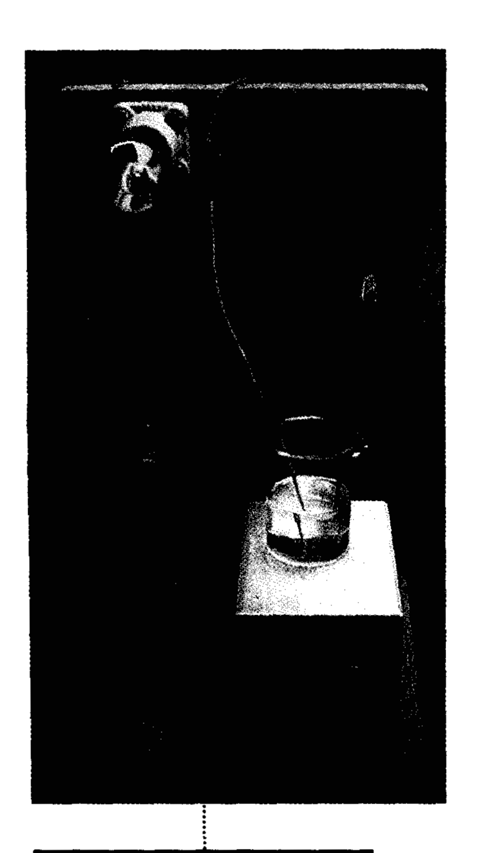


Figura 15.1
Un indicador sencillo de conductividad para ensayar soluciones de electrólitos y no electrólitos. El foco se enciende porque la solución contiene un electrólito (solución de ácido acético).

15.5 Electrólitos y no electrólitos

Podemos demostrar que las soluciones de ciertas sustancias son conductoras de electricidad, mediante un aparato sencillo de conductividad formado por un par de electrodos conectados a una fuente de voltaje a través de un foco y un interruptor (ve Fig. 15.1). Si el medio entre los electrodos conduce la electricidad, el foco brillará al cerrar el interruptor. Cuando en el vaso se vierte agua químicamente pura y se cierra el interruptor, el foco no se enciende, indicando que el agua es un no conductor virtual. Si disolvemos un poco de azúcar en el agua y realizamos el experimento anterior con la solución, el foco aún no se enciende, lo que indica que una solución de azúcar también es no conductora. Pero cuando se disuelve una pequeña cantidad de sal, NaCl, en el agua y se ensaya esa solución, la luz brilla. Por consiguiente, la solución de sal conduce la electricidad. Existe una diferencia fundamental entre el enlazamiento químico del azúcar y el de la sal. El azúcar es una sustancia molecular y sus enlaces son covalentes; la sal común es una sustancia cuyos enlaces son iónicos.

Las sustancias cuyas soluciones acuosas conducen la electricidad se llaman **electrólitos**. Las sustancias cuyas soluciones son no conductoras se llaman **no electrólitos**. Los compuestos que son electrólitos son los ácidos, las bases y demás compuestos iónicos. También las soluciones de ciertos óxidos son conductoras, porque los óxidos forman un ácido o una base cuando se disuelven en el agua. Una de las principales diferencias entre los electrólitos y los no electrólitos es que los primeros pueden producir iones en solución, mientras que los segundos no tienen esa propiedad. Las soluciones que contienen una cantidad suficiente de iones conducen la corriente eléctrica. Aunque el agua pura es esencialmente no conductora, el agua potable de muchas ciudades contiene suficientes sustancias iónicas disueltas para permitir que el foco comience a brillar cuando se prueba el agua en un aparato de conductividad. En la tabla 15.2, vemos una lista de algunos electrólitos y no electrólitos comunes.

electrólitos

no electrólitos

Los ácidos, las bases y las sales son electrólitos.

TABLA 15.2 **Electrólitos y no electrólitos característicos**

Electrólitos		No electrólitos	
H_2SO_2	$HC_2H_3O_2$	$C_{12}H_{22}O_{11}$ (azúcar)	CH_3OH (alcohol metílico)
HCl	NH_3	C_2H_5OH (alcohol etílico)	$CO(NH_2)_2$ (urea)
HNO_3	K_2SO_4	$C_2H_4(OH)_2$ (etilenglicol)	O_2
NaOH	$NaNO_3$	$C3H_5(OH)_3$ (glicerina)	H_2O

15.6 Disociación y ionización de los electrólitos

Arrhenius recibió el Premio Nobel de Química en 1903 por sus trabajos con los electrólitos. Este científico afirmó que una solución conduce la electricidad porque el electrólito se disocia de inmediato al disolverlo formando así partículas eléctricas cargadas (iones). El movimiento de esos iones hacia los electrodos de carga opuesta hace que la solución sea conductora. Según su teoría, las soluciones que son relativamente malas conductoras contienen electrólitos que sólo están disociados en parte. Arrhenius también creía que los iones existen en solución, haya o no corriente eléctrica. En otras palabras, la corriente eléctrica no es la que causa la formación de los iones. Recordemos que los iones positivos son los cationes y los iones negativos son los aniones.

disociación

Hemos visto que los cristales de cloruro de sodio están formados por iones sodio y cloruro, unidos por enlaces iónicos. La **disociación** es el proceso mediante el cual los iones de una sal se separan, cuando ésta se disuelve. Cuando la sal se sumerge en agua, los iones sodio y cloruro son atraídos por las moléculas polares del agua, que rodean a cada ion a medida que se disuelve. En el agua, la sal se disocia y se forman iones hidratados de sodio y cloruro (ve la Fig. 15.2). Los iones sodio y cloruro en solución están rodeados por determinada cantidad de dipolos de agua y se atraen menos entre sí que cuando estaban en estado cristalino. La ecuación que representa esta disociación es

$$NaCl(s) + (x + y)\,H_2O \longrightarrow Na^+(H_2O)_x + Cl^-(H_2O)_y$$

Una ecuación simplificada en la que se omite el agua, pero que se sobreentiende está presente es

$$NaCl(s) \longrightarrow Na^+(ac) + Cl^-(ac)$$

Es importante recordar que el cloruro de sodio existe en solución acuosa en forma de iones hidratados y no como unidades de NaCl, aun cuando en las ecuaciones se acostumbra usar la fórmula NaCl, o $Na^+ + Cl^-$.

Las reacciones químicas de las sales en solución son las reacciones de sus iones. Por ejemplo, cuando reaccionan cloruro de sodio y nitrato de plata formando un precipitado de cloruro de plata, en esa reacción sólo participan los iones Ag^+ y Cl^-. Los iones Na^+ y NO_3^-

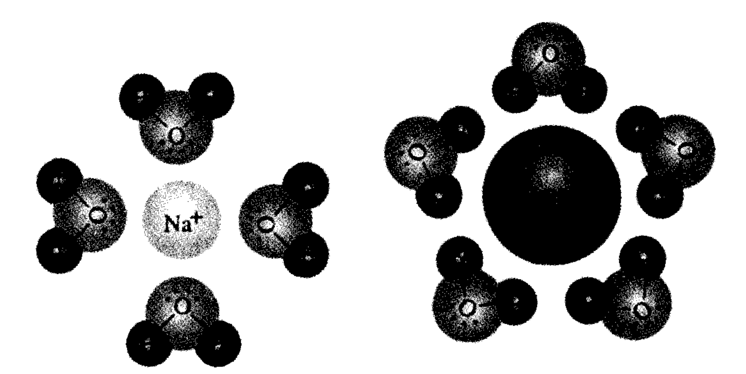


Figura 15.2
Iones hidratados sodio y cloruro. Cuando se disuelve cloruro de sodio en agua, cada ion Na^+ y Cl^- se rodea de moléculas de agua. El extremo negativo del dipolo agua es atraído al ion Na^+ y el extremo positivo al ion Cl^-.

permanecen inalterados en la solución:

$$Ag^+(ac) + Cl^-(ac) \longrightarrow AgCl(s)$$

ionización

La **ionización** es la formación de iones y es el resultado de una reacción química de ciertas sustancias con el agua. El ácido acético glacial ($HC_2H_3O_2$ al 100%) es un líquido que se comporta como no electrólito cuando se hace la prueba con el método que describimos en la sección 15.5. Pero una solución acuosa de ácido acético conduce la corriente eléctrica (porque brilla un poco el filamento del aparato de conductividad). La ecuación de la reacción entre el ácido acético y el agua, donde se forman iones hidronio y acetato, es

$$\underset{\text{ácido}}{HC_2H_3O_2} + \underset{\text{base}}{H_2O} \rightleftarrows \underset{\text{ácido}}{H_3O^+} + \underset{\text{base}}{C_2H_3O_2^-}$$

o bien, en la ecuación simplificada,

$$HC_2H_3O_2 \rightleftarrows H^+ + C_2H_3O_2^-$$

En esta reacción de ionización, el agua no sólo funciona como solvente, sino también como una base, según la teoría de Brønsted-Lowry.

El cloruro de hidrógeno es un compuesto de enlace predominantemente covalente, pero cuando se disuelve en agua reacciona formando iones hidronio y cloruro:

$$HCl(g) + H_2O(l) \longrightarrow H_3O^+(ac) + Cl^-(ac)$$

Cuando se prueba la conductividad de una solución de cloruro de hidrógeno, la luz brilla vivamente, indicando que hay muchos iones en ella.

La ionización se lleva a cabo en cada una de las dos reacciones anteriores con el agua y se producen iones en solución. Se puede demostrar la necesidad de que haya agua en el proceso, si disolvemos el cloruro de hidrógeno en un solvente no polar, como el hexano, y probamos la conductividad de la solución. Esa solución no puede conducir la electricidad, lo que indica que no se produjeron iones.

Muchas veces se usan los términos *ionización* y *disociación* como sinónimos, para describir el proceso que se lleva a cabo en el agua. Pero, hablando con propiedad, las dos palabras son distintas. En la disociación de una sal, la sal ya existía en forma de iones; al disolverse en agua, los iones se separan, o se disocian, y aumenta su movilidad. En el proceso de ionización se producen iones por la reacción entre un compuesto y el agua.

15.7 Electrólitos fuertes y débiles

electrólitos fuertes

electrólitos débiles

Los electrólitos se clasifican en fuertes y débiles, dependiendo del grado de disociación o ionización. Los **electrólitos fuertes** están, esencialmente, 100% ionizados en solución. Los **electrólitos débiles** están mucho menos ionizados (la base de comparación es solución 0.1 *M*). La mayor parte de los electrólitos es fuerte o débil y sólo hay algunos que se clasifican como moderadamente fuertes o moderadamente débiles. La mayor parte de las sales es electrólito fuerte. Los ácidos y las bases que son electrólitos fuertes (están muy ionizados) se llaman *ácidos fuertes* y *bases fuertes*. Los ácidos y las bases que son electrólitos débiles (están poco ionizados) se llaman *ácidos débiles* y *bases débiles*.

A concentraciones equivalentes, las soluciones de electrólitos fuertes contienen mucho más iones que las de electrólitos débiles. Por esta razón, las soluciones de electrólitos fuertes son mejores conductoras de electricidad. Si tenemos dos soluciones, una de HCl 1 *M* y otra de $HC_2H_3O_2$ 1 *M*, el ácido clorhídrico está casi 100% ionizado y el ácido acético está ionizado en, aproximadamente, 1%. Por ello, el HCl es un ácido fuerte y el $HC_2H_3O_2$ es un ácido débil. El ácido clorhídrico produce casi 100 veces más iones hidronio en solución que el ácido acético, los cuales hacen que la solución de HCl sea mucho más ácida.

Experimentalmente, podemos diferenciar los electrólitos fuertes y los débiles utilizando el aparato que describimos en la sección 15.5. La solución de HCl hace que la luz encienda bien, mientras que una solución de $HC_2H_3O_2$ 1 *M* sólo produce un brillo apagado. En forma semejante, podemos diferenciar una base fuerte, como el hidróxido de sodio, NaOH, del amoniaco, NH_3, que es base débil. La ionización de un electrólito débil en agua se representa con una ecuación de equilibrio que indica que en la solución hay, a la vez, las formas no ionizadas y ionizadas. En la ecuación de equilibrio del $HC_2H_3O_2$ con sus iones, se dice que el equilibrio está "muy a la izquierda", porque en la solución hay relativamente pocos iones hidrógeno y acetato:

$$HC_2H_3O_2(ac) \rightleftarrows H^+(ac) + C_2H_3O_2^-(ac)$$

Ya hemos usado antes una flecha doble en una ecuación, para representar procesos reversibles en equilibrio entre soluto disuelto y no disuelto en una solución saturada. Una flecha doble ($\leftrightarrows$) se usa también en la ecuación de ionización de electrólitos débiles solubles, para indicar que la solución contiene una cantidad considerable del compuesto no ionizado, en equilibrio con sus iones en solución. Una flecha sencilla se emplea para indicar que el electrólito se encuentra, esencial y totalmente, en la forma iónica en la solución. Por ejemplo, el ácido nítrico es un ácido fuerte; el ácido nitroso es un ácido débil. Las ecuaciones de ionización en agua son

$$HNO_3(ac) \xrightarrow{H_2O} H^+(ac) + NO_3^-(ac)$$

$$HNO_2(ac) \overset{H_2O}{\rightleftarrows} H^+(ac) + NO_2^-(ac)$$

Casi todas las sales solubles, los ácidos (como el sulfúrico, el nítrico y el clorhídrico) y las bases (como los hidróxidos de sodio, potasio, calcio y bario) son electrólitos fuertes. Entre los electrólitos débiles están muchos otros ácidos y bases, como el ácido acético, el ácido nitroso, el ácido carbónico y el amoníaco. Los términos *ácido fuerte*, *base fuerte*, *ácido débil* y *base débil* indican si un ácido o base es electrólito fuerte o débil. En la tabla 15.3, mostramos una lista breve de electrólitos fuertes y débiles.

TABLA 15.3 **Electrólitos fuertes y débiles**

Electrólitos fuertes		Electrólitos débiles	
La mayoría de las sales solubles	$HClO_4$	$HC_2H_3O_2$	$H_2C_2O_4$
H_2SO_4	NaOH	H_2CO_3	H_3BO_3
HNO_3	KOH	HNO_2	HClO
HCl	$Ca(OH)_2$	H_2SO_3	NH_3
HBr	$Ba(OH)_2$	H_2S	HF

Al disociarse, los electrólitos producen dos o más iones por unidad fórmula; la cantidad real depende del compuesto. La disociación es total o casi total en casi todos los compuestos iónicos solubles y en varios otros electrólitos fuertes, como vemos en la tabla 15.3. A continuación, presentamos algunas ecuaciones de disociación de electrólitos fuertes. En todos los casos, los iones están, en realidad, hidratados:

$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+(ac) + OH^-(ac)$ 2 iones en solución por unidad fórmula

$Na_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} 2\,Na^+(ac) + SO_4^{2-}(ac)$ 3 iones en solución por unidad fórmula

$Fe_2(SO_4)_3 \xrightarrow{H_2O} 2\,Fe^{3+}(ac) + 3\,SO_4^{2-}(ac)$ 5 iones en solución por unidad fórmula

Una mol de NaCl produce 1 mol de iones Na^+ y 1 mol de iones Cl^- en solución, suponiendo disociación completa de la sal. Una mol de $CaCl_2$ produce 1 mol de iones Ca^{2+} y 2 mol de iones Cl^- en solución:

$NaCl \xrightarrow{H_2O} Na^+(ac) + Cl^-(ac)$
1 mol 1 mol 1 mol

$CaCl_2 \xrightarrow{H_2O} Ca^{2+}(ac) + 2\,Cl^-(ac)$
1 mol 1 mol 2 mol

Ejemplo 15.2

¿Cuál es la molaridad de cada ion en una solución de a) NaCl 2.0 *M*? y b) K_2SO_4 0.40 *M* según la ecuación de disociación

Solución

a) Según la ecuación de disociación

$NaCl \xrightarrow{H_2O} Na^+(ac) + Cl^-(ac)$
1 mol 1 mol 1 mol

la concentración de Na^+ es igual a la de NaCl (1 mol NaCl $\longrightarrow$ 1 mol Na^+) y la concentración de Cl^- también es igual a la de NaCl. Por consiguiente, las concentraciones de los iones en NaCl 2.0 *M* son Na^+ 2.0 *M* y Cl^- 2.0 *M*.

$K_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} 2\,K^+(ac) + SO_4^{2-}(ac)$
1 mol 1 mol 1 mol

la concentración de K^+ es el doble de la de K_2SO_4 y la concentración de SO_4^{2-} es igual a la de K_2SO_4. Entonces, las concentraciones de los iones en K_2SO_4 0.40 *M* son K^+ 0.80 *M* y SO_4^{2-} 0.40 *M*.

Práctica 15.3

¿Cuál es la molaridad de cada ion en una solución de a) $MgCl_2$ 0.050 *M* y b) $AlCl_3$ 0.070 *M*?

Propiedades coligativas de las soluciones de electrólitos

En el capítulo anterior, aprendimos que cuando se disuelve 1 mol de sacarosa, que es no electrólito, en 1000 g de agua, la solución se congela a -1.86 °C. Cuando se disuelve 1 mol de NaCl en 1000 g de agua, el punto de congelación de la solución no es -1.86 °C como cabría esperar, sino se acerca más a -3.72 °C (-1.86 × 2). La razón del punto de congelación menor es que 1 mol de NaCl produce, en solución, 2 mol de partículas ($2 \times 6.022 \times 10^{23}$ iones). Así, la depresión del punto de congelación originada por 1 mol de NaCl equivale, esencialmente, a la producida por 2 mol de un no electrólito. Un electrólito, como el $CaCl_2$, que produce tres iones en solución acuosa, tiene una depresión de punto de congelación más o menos del triple que la de un no electrólito. Los datos de punto de congelación son una prueba de que los electrólitos se disocian al disolverlos en agua. Las demás propiedades coligativas se alteran de modo semejante, por sustancias que producen iones en soluciones acuosas.

15.8 Ionización del agua

Mientras más estudiamos química, más nos intriga la molécula del agua. Las dos ecuaciones que se usan más para representar cómo el agua se ioniza son

$$\underset{\text{ácido}}{H_2O} + \underset{\text{base}}{H_2O} \rightleftarrows \underset{\text{ácido}}{H_3O^+} + \underset{\text{base}}{OH^-}$$

y

$$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$$

La primera ecuación representa el concepto de Brønsted-Lowry, donde el agua reacciona como ácido y como base a la vez, para formar un ion hidronio y un ion hidróxido. La segunda ecuación es una versión simplificada que indica que el agua se ioniza y produce un ion hidrógeno y un ion hidróxido. En realidad, el protón, H^+, está hidratado y existe como ion hidronio. En cada caso se producen cantidades molares de ácido y de base, y el agua permanece neutra porque no tiene iones H^+ ni OH^- en exceso. La ionización del agua a 25 °C produce una concentración de iones H^+ igual a 1.0×10^{-7} mol/L y de iones OH^- igual a 1.0×10^{-7} mol/L. Emplearemos paréntesis rectangulares, [ ], para indicar que la concentración está en moles por litro. Así, $[H^+]$ quiere indicar que la concentración de H^+ se expresa en moles por litro. Se acostumbra expresar esas concentraciones como sigue:

$$[H^+] \text{ o } [H_3O^+] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$
$$[OH^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Esto quiere decir que, aproximadamente, dos moléculas de agua de cada mil millones están ionizadas. Este grado de ionización tan pequeño es un factor importante en el comportamiento del agua en muchas reacciones químicas.

15.9 Introducción al pH

La acidez de una solución acuosa depende de la concentración de iones hidrógeno o hidronio en ella. La escala de pH de la acidez se inventó para satisfacer la necesidad de un método numérico sencillo y cómodo de caracterizar la acidez de una solución. Los valores de la escala de pH se obtienen mediante una conversión matemática de concentraciones de iones H^+ a unidades de pH con la ecuación:

$$pH = -\log[H^+]$$

pH

en donde $[H^+]$ = concentración de iones H^+ o H_3O^+ en moles por litro. Se define al **pH** como el logaritmo *negativo* de la concentración de H^+ o H_3O^+ en moles por litro:

$$pH = -\log[H^+] = -\log(1 \times 10^{-7}) = -(-7) = 7$$

Por ejemplo, el pH del agua pura a 25°C es 7 y se dice que es neutro. Esto es, no es ácido ni base, porque las concentraciones de H^+ y OH^- son iguales. Las soluciones que contienen más iones H^+ que iones OH^- tienen valores de pH menores que 7 y las que contienen menos iones H^+ que iones OH^- tienen valores de pH mayores que 7.

pH < 7.00 es de una solución ácida
pH = 7.00 es de una solución neutra
pH > 7.00 es de una solución básica

Cuando $[H^+] = 1 \times 10^{-5}$ mol/L, pH = 5 (ácido)
Cuando $[H^+] = 1 \times 10^{-9}$ mol/L, pH = 9 (básico)

En lugar de decir que la concentración de iones hidrógeno en la solución es 1×10^{-5} mol/L, se acostumbra decir que el pH de la solución es 5. Mientras menor es el valor del pH, más ácida es la solución (ve la Fig. 15.3).

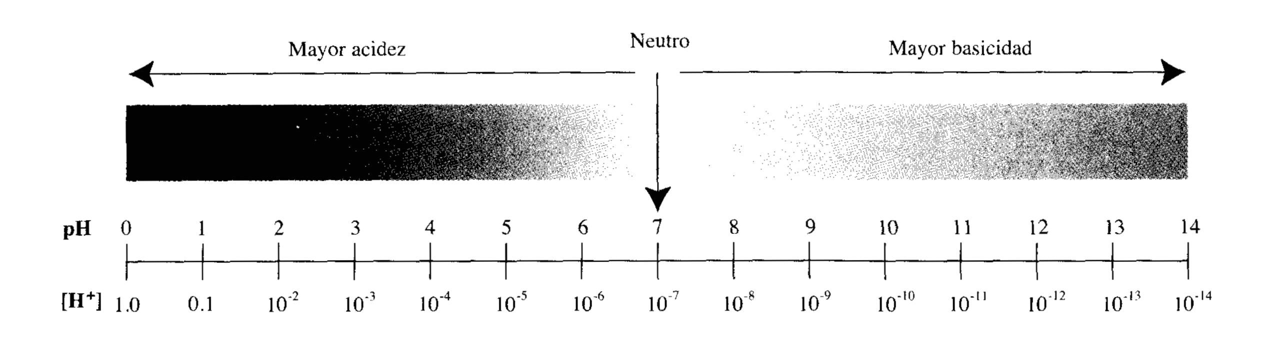


Figura 15.3
La escala de pH, de acidez y alcalinidad o basicidad.

La escala de pH, junto con su interpretación, aparece en la tabla 15.4. En la tabla 15.5 se da una lista del pH de algunas soluciones comunes. Observa que un cambio de tan solo 1 unidad de pH representa un incremento o decremento de diez veces en la concentración de iones H^+. Por ejemplo, una solución cuyo pH es 3.0 es diez veces más ácida que otra con pH 4.0. Un método simplificado para determinar el pH a partir de la $[H^+]$ es el siguiente:

$[H^+] = 1 \times 10^{-5}$ ⟵ **pH = este número (5)**
pH = 5

cuando este número es exactamente 1

$[H^+] = 2 \times 10^{-5}$ ⟵ **pH está entre este número y el siguiente menor (4 y 5)**
pH = 4.7

cuando este número está entre 1 y 10

TABLA 15.4 **Escala de pH para expresar la acidez**

$[H^+]$ (mol/L)	pH	
1×10^{-14}	14	↑
1×10^{-13}	13	
1×10^{-12}	12	
1×10^{-11}	11	Mayor
1×10^{-10}	10	alcalinidad
1×10^{-9}	9	
1×10^{-8}	8	
1×10^{-7}	7	Neutro
1×10^{-6}	6	
1×10^{-5}	5	
1×10^{-4}	4	
1×10^{-3}	3	Mayor
1×10^{-2}	2	acidez
1×10^{-1}	1	
1×10^{0}	0	↓

TABLA 15.5 **El pH de algunas soluciones comunes**

Solución	pH
Jugo gástrico	1.0
HCl 0.1 *M*	1.0
Jugo de limón	2.3
Vinagre	2.8
$HC_2H_3O_2$ 0.1 *M*	2.9
Jugo de naranja	3.7
Jugo de tomate	4.1
Café negro	5.0
Orina	6.0
Leche	6.6
Agua pura (25 °C)	7.0
Sangre	7.4
Amoníaco casero	11.0
NaOH 1 *M*	14.0

logaritmo

El cálculo del valor de pH que corresponde a cualquier concentración de iones H^+ requiere el uso de logaritmos decimales, que son exponentes. El **logaritmo** decimal (log) de un número es, simplemente, la potencia a la que hay que elevar 10 para obtener ese número. Así, log 100 es 2, porque $100 = 10^2$, y el log de 1000 es 3 ($1000 = 10^3$). El log de 500 es 2.70, pero no se puede determinar este valor con facilidad si no se cuenta con una calculadora científica.

Determinemos el pH de una solución cuya $[H^+] = 2 \times 10^{-5}$. El exponente, -5, indica que el pH está entre 4 y 5. Teclea 2×10^{-5} en tu calculadora y aprieta la tecla log. Aparecerá el número -4.69. . . El pH es, por consiguiente

Recuerda cambiar el signo en tu calculadora, porque pH = -log[H⁺]

$$pH = -\log[H^+] = -(-4.69\ldots) = 4.7.$$

A continuación, debemos determinar la cantidad correcta de cifras significativas en el logaritmo. Las reglas de los logaritmos son distintas de las que se emplean en otras operaciones matemáticas. La cantidad de decimales en un logaritmo debe ser igual que la cantidad de cifras significativas del número original. Como 2×10^{-5} tiene una cifra significativa, debemos redondear el logaritmo a una cifra significativa: 4.69. . . = 4.7.

Ejemplo 15.3

¿Cuál es el pH de una solución cuya $[H^+]$ es a) 1.0×10^{-11}, b) 6.0×10^{-4} y c) 5.47×10^{-8}?

Solución

a)	b)	c)
$[H^+] = 1.0 \times 10^{-11}$	$[H^+] = 6.0 \times 10^{-4}$	$[H^+] = 5.47 \times 10^{-8}$
(2 cifras significativas)	**(2 cifras significativas)**	**(3 cifras significativas)**
$pH = -\log(1.0 \times 10^{-11})$	$\log 6.0 \times 10^{-4} = -3.22$	$\log 5.47 \times 10^{-8} = -7.262$
$pH = 11.00$	$pH = -\log[H^+]$	$pH = -\log[H^+]$
(2 decimales)	$pH = -(-3.22) = 3.22$	$pH = -(-7.262) = 7.262$
	(2 decimales)	**(3 decimales)**

Práctica 15.4

¿Cuál es el pH de una solución con $[H^+]$ igual a a) 3.9×10^{-12} *M*, b) 1.3×10^{-3} *M* y c) 3.72×10^{-6} *M*?

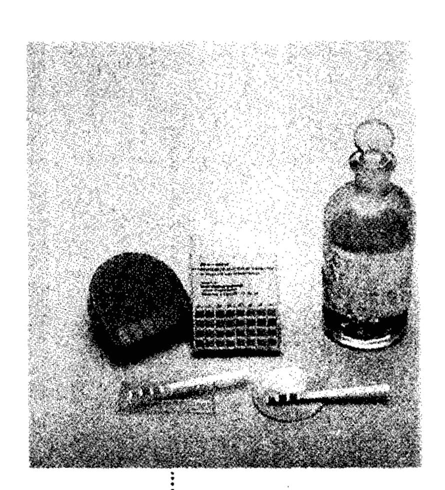


Figura 15.4
Papel indicador de pH, para determinar la acidez aproximada de soluciones.

La medición y el control del pH tienen una gran importancia en muchos campos de la ciencia y la tecnología. Es necesario que el suelo tenga un pH adecuado para que puedan crecer bien ciertas plantas en él. El pH de algunos alimentos es demasiado ácido en ciertas dietas. Muchos procesos biológicos son sistemas de pH rigurosamente controlados. El pH de la sangre humana se regula dentro de tolerancias muy estrechas por la absorción o liberación de H^+ con iones minerales, como el HCO_3^-, HPO_4^{2-} y $H_2PO_4^-$. Un cambio en el pH de la sangre de tan solo 0.4 unidades ocasiona la muerte.

En las reacciones ácido-base se emplean como indicadores sustancias cuyos colores cambian a determinado valor de pH. Por ejemplo, la fenolftaleína, que es un compuesto orgánico, es incolora en solución ácida y cambia a rosado cuando el pH es 8.3. Cuando se agrega una solución de hidróxido de sodio a una de ácido clorhídrico que contiene fenolftaleína, el cambio de color, de incoloro a rosado, indica que todo el ácido ya se neutralizó. Si se agrega una gota más, el color cambia a púrpura intenso. El papel indicador disponible comercialmente, o papel pH, como el de la figura 15.4, contiene indicadores químicos. El indicador del papel toma varios colores cuando se humedece con soluciones de varios pH. Así, el pH de una solución se puede estimar colocando una gota en el papel indicador y comparando el color del papel con una tabla de colores calibrados a distintos valores de pH. Las aplicaciones normales de los papeles indicadores son, entre otras, en los kits que se emplean para medir y ajustar el pH de las albercas y tinas calientes. Los medidores electrónicos de pH, o potenciómetros, se emplean para realizar mediciones rápidas y precisas del pH.

15.10 Neutralización

neutralización

La reacción de un ácido con una base para formar una sal y agua se llama **neutralización**. Ya antes hemos visto esa reacción, pero ahora con nuestros conocimientos acerca de los iones y la ionización, volveremos a examinar el proceso de la neutralización.

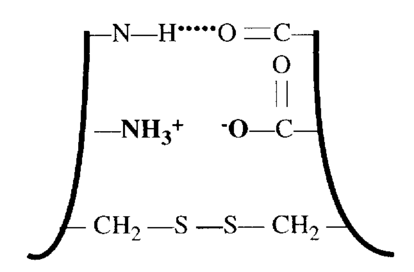
QUÍMICA EN ACCIÓN

El cuidado del cabello y el pH: un delicado equilibrio

En los anuncios de shampoo se menciona, con frecuencia, el pH adecuado de los productos, pero ¿tiene realmente que ver el control del pH de los productos para el cuidado del cabello con la limpieza, el brillo y el vigor de tu cabello?



La química de los shampoos continúa progresando, para adaptarse a diversas condiciones del cabello.



Interacción entre cadenas de proteína capilar.

Cada cabello está formado por muchas cadenas largas de aminoácidos, enlazadas entre sí en forma de polímeros llamados proteínas. Las cadenas individuales se pueden unir con otras de tres formas diferentes: 1) puentes de hidrógeno (punteado), 2) enlaces salinos, producto de interacciones ácido-base (en negritas) y 3) puentes disulfuro (en gris). En el diagrama vemos esas interacciones.

Cuando el cabello está mojado, los puentes de hidrógeno se rompen. Al peinarlo y formarlo, los puentes de hidrógeno se forman en lugares nuevos y mantienen el cabello peinado como se desea. Si usamos en el cabello una solución ácida, con pH de 1.0 a 2.0, los puentes de hidrógeno y los enlaces salinos se rompen a la vez y sólo quedan los puentes disulfuro para mantener unidas las cadenas. En una solución moderadamente alcalina, de pH 8.5, algunos de los puentes de disulfuro también se rompen. La superficie externa del cabello se hace áspera y la luz no se refleja uniformemente en ella; el cabello se ve opaco. El uso de un shampoo alcalino causa daños por el continuo rompimiento de los puentes de disulfuro, y es la causa de las "puntas separadas" u orzuela. Si el pH aumenta todavía más, hasta 12.0 aproximadamente, el cabello se disuelve, porque se rompe todo tipo de enlace. Es la base del funcionamiento de los depiladores, como Neet® y Nair®.

El cabello tiene su resistencia máxima a un pH entre 4.0 y 5.0. El uso del shampoo tiende a dejarlo ligeramente alcalino, de modo que a veces se usa un enjuague débilmente ácido para regresar el pH a su intervalo normal. Para ello se acostumbra usar productos caseros como el jugo de limón o el vinagre. También, el shampoo puede ser "balanceado con ácido" por contener un ácido débil, como el cítrico, que contrarresta la alcalinidad de la solución que se forma cuando el detergente interacciona con el agua.

Nos concretaremos, para empezar, con la reacción que se presenta cuando se mezclan soluciones de hidróxido de sodio y ácido clorhídrico. Los iones presentes al principio son Na^+ y OH^- de la base y H^+ y Cl^- del ácido. Los productos, que son cloruro de sodio y agua, existen en forma de iones Na^+ y Cl^- y moléculas de H_2O. La ecuación química que representa esta reacción es

$$HCl(ac) + NaOH(ac) \longrightarrow NaCl(ac) + H_2O(l)$$

Sin embargo, esta ecuación no muestra que el HCl, el NaOH y el NaCl existen como iones en solución. La siguiente ecuación iónica total representa mejor a la reacción.

$$(H^+ + Cl^-) + (Na^+ + OH^-) \longrightarrow Na^+ + Cl^- + H_2O(l)$$

iones espectadores

En ella, vemos que los iones Na^+ y Cl^- no reaccionaron. A estos iones se les llama **iones espectadores**, porque estuvieron presentes sin tomar parte en la reacción. La única reacción

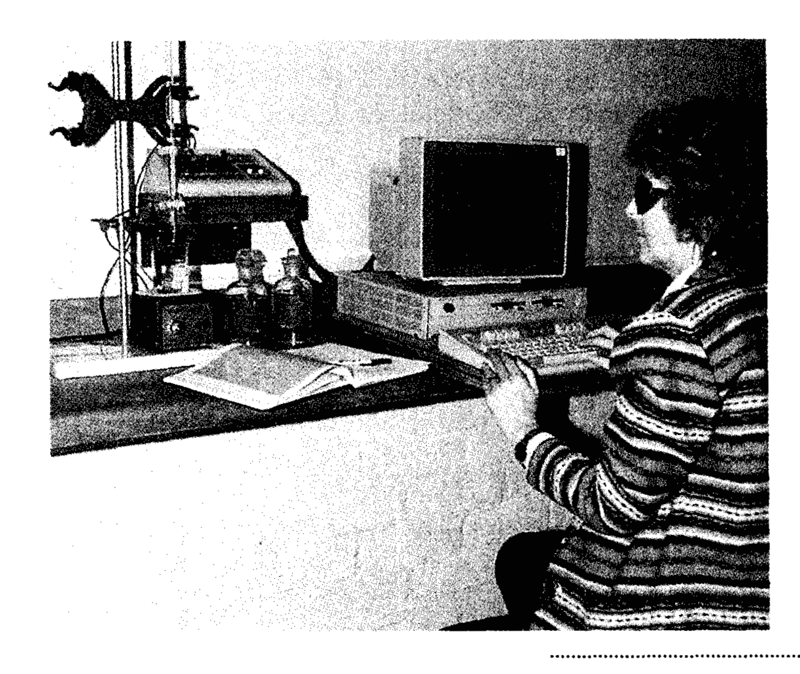
que sucedió se dio entre los iones H^+ y OH^-. Por consiguiente, la ecuación de la neutralización se puede escribir como la siguiente ecuación iónica neta:

$$\underset{\text{ácido}}{H^+(ac)} + \underset{\text{base}}{OH^-(ac)} \longrightarrow \underset{\text{agua}}{H_2O(l)}$$

Esta sencilla ecuación iónica no sólo representa la reacción del hidróxido de sodio con el ácido clorhídrico, sino también la reacción entre cualquier ácido fuerte con cualquier hidróxido básico hidrosoluble. La fuerza impulsora de una reacción de neutralización es la capacidad de reacción de un ion H^+ con uno OH^- para formar una molécula de agua no ionizada.

titulación

La cantidad de ácido, base u otra especie, que haya en una muestra, se puede determinar por **titulación**, que es el proceso de medir el volumen necesario de un reactivo para reaccionar con determinada masa o volumen de otro reactivo.





Este potenciómetro (medidor de pH) mide la acidez y alcalinidad del suelo de un jardín.

Mediante la graficación por computadora se puede vigilar el avance de una titulación.

Veamos cómo sucede la titulación de un ácido con una base. En un matraz se coloca un volumen medido de concentración desconocida y se agregan algunas gotas de solución de algún indicador. Se agrega lentamente la solución de una base de concentración conocida de una bureta al ácido del matraz, hasta que el indicador cambia de color. El indicador que se usa es el que cambie de color cuando se haya agregado la cantidad estequiométrica (según la ecuación) al ácido. En este punto, que se llama final de la titulación, se completa la neutralización y se lee en la bureta el volumen de la base que se empleó para neutralizar el ácido. La concentración o cantidad de ácido en solución se puede calcular a partir de los datos de la titulación y de la ecuación química de la reacción. Veamos algunos ejemplos ilustrativos.

Ejemplo 15.4

Supongamos que se requieren 42.00 mL de solución de NaOH 0.150 *M* para neutralizar 50.00 mL de solución de ácido clorhídrico. ¿Cuál es la molaridad de la solución de ácido?

Solución

Ejemplo 15.4

Solución

La ecuación de la reacción es

$$NaOH(ac) + HCl(ac) \longrightarrow NaCl(ac) + H2O(l)$$

En esta neutralización reaccionan NaOH y HCl con una relación molar 1:1. Por consiguiente, las moles de HCl en solución son iguales que las moles de NaOH requeridas para reaccionar con él. Primero, calcularemos las moles de NaOH que usamos y a partir de este valor determinaremos las moles de HCl:

Datos: 42.00 mL de NaOH 0.150 M 50.00 mL de HCl
Molaridad del ácido = M (desconocida)

Cálculo de las moles de NaOH:

$$M = \text{mol/L} \qquad 42.00\ \text{mL} = 0.04200\ \text{L}$$

$$0.04200\ \cancel{\text{L}} \times \frac{0.150\ \text{mol NaOH}}{1\ \cancel{\text{L}}} = 0.00630\ \text{mol NaOH}$$

Como la NaOH y el HCl reaccionan en relación molar 1:1, había 0.00630 mol de HCl en los 50.00 mL de solución de HCl. Por consiguiente, la molaridad del HCl es

$$M = \frac{\text{mol}}{\text{L}} = \frac{0.00630\ \text{mol HCl}}{0.05000\ \text{L}} = 0.126\ M\ \text{HCl}$$

Ejemplo 15.5

Supongamos que se requieren 42.00 mL de solución de NaOH 0.150 M para neutralizar 50.00 mL de solución de H_2SO_4. ¿Cuál es la molaridad de la solución de ácido?

Solución

La ecuación de la reacción es

$$2\ NaOH(ac) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow Na_2SO_4(ac) + 2\ H_2O(l)$$

En esta titulación se usó la misma cantidad de base, 0.00630 mol de NaOH, que en el ejemplo 15.4, pero la relación molar de ácido a base en la reacción es 1:2. Para calcular las moles de H_2SO_4 que reaccionaron, utilizamos el método de relación molar.

Datos: 42.00 mL de NaOH 0.150 M = 0.00630 mol de NaOH

$$0.00630\ \cancel{\text{mol NaOH}} \times \frac{1\ \text{mol}\ H_2SO_4}{2\ \cancel{\text{mol NaOH}}} = 0.00315\ \text{mol}\ H_2SO_4$$

Por consiguiente, había 0.00315 mol de H_2SO_4 en 50.00 ml de la solución de H_2SO_4. La molaridad de esa solución es

$$M = \frac{\text{mol}}{\text{L}} = \frac{0.00315\ \text{mol}\ H_2SO_4}{0.05000\ \text{L}} = 0.0630\ M\ H_2SO_4$$

Ejemplo 15.6

Una muestra de 25.00 mL de solución de H_2SO_4 necesitó 14.26 mL de NaOH 0.2240 N para su neutralización completa. ¿Cuál es la normalidad y la molaridad del ácido sulfúrico?

Solución

La ecuación de la reacción es

$$2\ NaOH(ac) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow Na_2SO_4(ac) + 2\ H_2O(l)$$

Ejemplo 15.6

Solución

La normalidad del ácido se puede calcular a partir de

$$V_A N_A = V_B N_B$$

Sustituimos los datos en la ecuación y despejamos N_A:

$$25.00 \text{ mL} \times N_A = 14.26 \text{ mL} \times 0.2240\,N$$

$$N_A = \frac{14.26 \cancel{\text{mL}} \times 0.2240\,N}{25.00 \cancel{\text{mL}}} = 0.1278\,N\ H_2SO_4$$

La normalidad del ácido es 0.1278 *N*.

Como el H_2SO_4 suministra 2 equivalentes de H^+ por mol, la conversión a molaridad es

$$\frac{\text{equiv}}{\text{L}} \times \frac{\text{mol}}{\text{equiv}}$$

$$\frac{0.1278 \cancel{\text{equiv}\ H_2SO_4}}{1\text{ L}} \times \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{2 \cancel{\text{equiv}\ H_2SO_4}} = 0.06390 \text{ mol/L } H_2SO_4$$

La solución de H_2SO_4 es 0.06390 *M*.

Práctica 15.5

Una muestra de 50.0 mL de HCl requirió, para su neutralización, 24.81 mL de NaOH 0.1250 *M*. ¿Cuál es la molaridad del ácido?

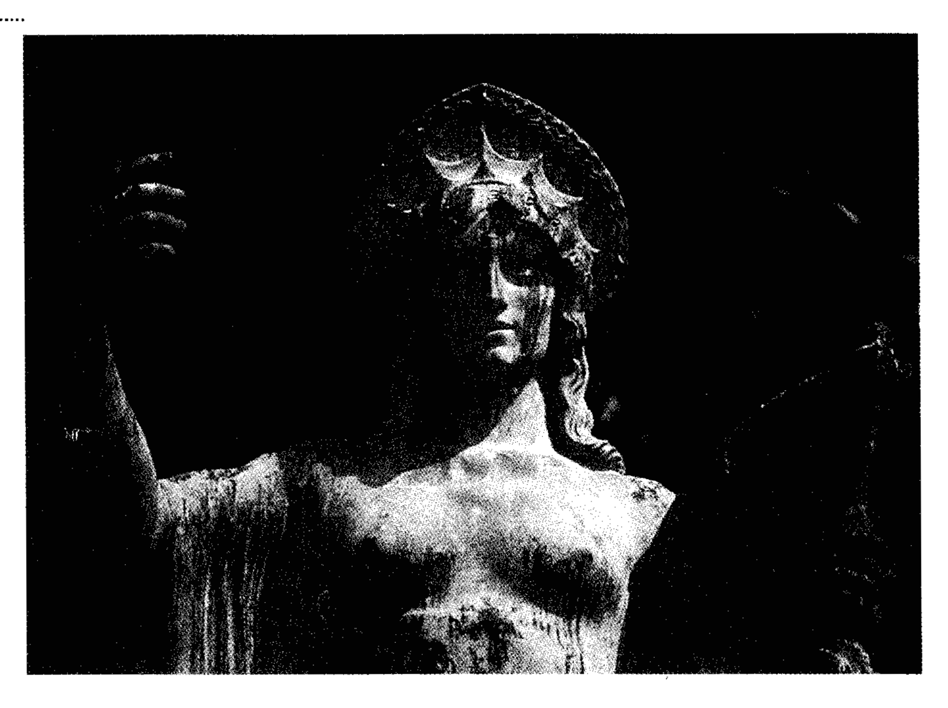
15.11 La lluvia ácida

Se conoce como lluvia ácida a cualquier precipitación atmosférica que es más ácida que lo normal. El aumento de acidez se puede deber a fuentes naturales o artificiales. La acidez de la lluvia varía en distintos lugares del mundo. Por ejemplo, el pH de la lluvia es, en general, menor en el este de Estados Unidos y mayor en el oeste. El pH de la lluvia no contaminada es 5.6 y por ello es un poco ácido. Esta acidez se debe a la disolución del dióxido de carbono en el agua, que produce ácido carbónico:

$$CO_2(g) + H_2O(l) \longrightarrow H_2CO_3(ac) \rightleftharpoons H^+(ac) + HCO_3^-(ac)$$

Aunque no se conocen totalmente los detalles referentes a la formación de la lluvia ácida, el proceso general implica las etapas siguientes:

1. La emisión de óxidos de nitrógeno y azufre al aire
2. El transporte de esos óxidos por la atmósfera
3. Las reacciones químicas entre los óxidos y el agua, que forman ácido sulfúrico (H_2SO_4) y ácido nítrico (HNO_3)
4. La precipitación de lluvia o nieve, que arrastra a los ácidos a la superficie terrestre



Las obras maestras en mármol que se esculpieron para ser eternas, desaparecen lentamente a medida que la lluvia ácida disuelve al carbonato de calcio ($CaCO_3$).

También, los óxidos se pueden depositar directamente sobre una superficie seca y transformarse en ácido cuando la lluvia cae en la superficie.

La lluvia ácida no es un fenómeno nuevo. Ya era ácida desde los primeros días de nuestro planeta, porque las erupciones volcánicas, los incendios y la descomposición de la materia orgánica desprendían grandes cantidades de óxidos de nitrógeno y azufre a la atmósfera. El empleo de los combustibles fósiles, en especial desde la revolución industrial de hace 250 años, ha originado cambios importantes en las cantidades de contaminantes que se liberan a la atmósfera. A medida que cada vez se queman cantidades mayores de combustibles fósiles, se han liberado a la atmósfera más y más óxidos de nitrógeno y azufre, aumentando la acidez de la lluvia.

La lluvia ácida afecta a varios factores de nuestro ambiente. Por ejemplo, las plantas y animales de agua dulce declinan mucho cuando la lluvia es ácida: se mueren grandes cantidades de peces y plantas cuando el agua ácida de los deshielos primaverales entra en los lagos. La lluvia ácida disuelve el aluminio del suelo y lo lleva a los lagos, donde los compuestos formados afectan las branquias de los peces. Además de deslavar el aluminio del suelo, la lluvia ácida también hace que se disuelvan otros minerales valiosos, como de calcio y magnesio, y pasen a lagos y ríos. También puede disolver el recubrimiento protector céreo de las hojas en las plantas, haciéndolas vulnerables al ataque de bacterias y hongos.

En nuestras ciudades, la lluvia ácida es la causa de grandes y continuos daños a las construcciones, monumentos y estatuas. También puede reducir la durabilidad de la pintura y originar el deterioro del papel, el cuero y las telas. En resumen, apenas comenzamos a explorar los efectos de la lluvia ácida sobre los seres humanos y sobre nuestra cadena alimenticia.

15.12 Planteo de ecuaciones iónicas netas

En la sección 15.10, escribimos la reacción entre el ácido clorhídrico y el hidróxido de sodio en tres ecuaciones distintas:

(1) HCl(*ac*) + NaOH(*ac*) $\longrightarrow$ NaCl(*ac*) + $H_2O(l)$

(2) (H^+ + Cl^-) + (Na^+ + OH^-) $\longrightarrow$ Na^+ + Cl^- + $H_2O(l)$

(3) H^+ + OH^- $\longrightarrow$ H_2O

ecuación no iónica

ecuación iónica total

ecuación iónica neta

En la **ecuación no iónica** 1), los compuestos se escriben con su fórmula molecular o normal. En la **ecuación iónica total** 2), se escriben las fórmulas para indicar el estado en que se encuentran principalmente: los electrólitos fuertes como iones en solución, y los no electrólitos, los electrólitos débiles, los precipitados y los gases, en sus formas moleculares o no ionizadas. En la **ecuación iónica neta** 3) sólo se escriben las moléculas o iones que han cambiado; los iones o moléculas que no cambian (los espectadores) se omiten.

Hasta ahora, al balancear una ecuación sólo nos hemos ocupado de los átomos de los elementos individuales. Como los iones tienen carga eléctrica, las ecuaciones iónicas muestran, con frecuencia, una carga eléctrica neta. Una ecuación balanceada debe tener la misma carga neta de cada lado, sea positiva, negativa o cero. Por consiguiente, al balancear una ecuación iónica debemos asegurarnos de que a cada lado se encuentre la misma cantidad de cada tipo de átomo y la misma carga eléctrica neta.

A continuación presentamos una lista de reglas para plantear ecuaciones iónicas:

1. Los electrólitos fuertes en solución se escriben en su forma iónica.
2. Los electrólitos débiles se escriben en su forma molecular (no ionizada).
3. Los no electrólitos se escriben en su forma molecular.
4. Las sustancias insolubles, los precipitados y los gases se escriben en sus formas moleculares.
5. La ecuación iónica neta sólo debe incluir sustancias que sufran un cambio químico. Los iones espectadores se omiten de la ecuación iónica neta.
6. Se deben balancear las ecuaciones, tanto en átomos como en carga eléctrica.

Estudia los ejemplos que siguen, en los que se da la ecuación no iónica. Escribe la ecuación iónica total y la ecuación iónica neta.

Ejemplo 15.7

Solución

$HNO_3(ac)$ + KOH(*ac*) $\longrightarrow$ $KNO_3(ac)$ + H2O (*l*)
ecuación no iónica

(H^+ + NO_3^-) + (K^+ + OH^-) $\longrightarrow$ (K^+ + NO_3^-) + H_2O
ecuación iónica total

H^+ + OH^- $\longrightarrow$ H_2O
ecuación iónica neta

El HNO_3, la KOH y el KNO_3 son electrólitos fuertes y solubles. Los iones K^+ y NO_3^- son iones espectadores; no han cambiado y no se incluyen en la ecuación iónica neta. El agua es no electrólito y se escribe en forma molecular.

Ejemplo 15.8

2 $AgNO_3(ac)$ + $BaCl_2(ac)$ $\longrightarrow$ 2 AgCl(*s*) + $Ba(NO_3)_2(ac)$
ecuación no iónica

(2 Ag^+ + 2 NO_3^-) + (Ba^{2+} + 2 Cl^-) $\longrightarrow$ 2 AgCl(*s*) + (Ba^{2+} + 2 NO_3^-)
ecuación iónica total

Ag^+ + Cl^- $\longrightarrow$ AgCl(*s*)
ecuación iónica neta

Ejemplo 15.8

Solución

Aunque el AgCl es un compuesto iónico, se escribe en forma no ionizada en el lado derecho de las ecuaciones iónicas, porque la mayor parte de los iones Ag^+ y Cl^- no está ya en solución, sino que ha formado un precipitado de AgCl. Los iones Ba^{2+} y NO_3^- son iones espectadores.

Ejemplo 15.9

Solución

$Na_2CO_3(ac) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow Na_2SO_4(ac) + H_2O(l) + CO_2(g)$
ecuación no iónica

$(2\ Na^+ + CO_3^{2-}) + (2\ H^+ + SO_4^{2-}) \longrightarrow (2\ Na^+ + SO_4^{2-}) + H_2O(l) + CO_2(g)$
ecuación iónica total

$CO_3^{2-} + 2\ H^+ \longrightarrow H_2O(l) + CO_2(g)$
ecuación iónica neta

El dióxido de carbono, CO_2, es un gas y se desprende de la solución; Na^+ y SO_4^{2-} son iones espectadores.

Ejemplo 15.10

Solución

$HC_2H_3O_2(ac) + NaOH(ac) \longrightarrow NaC_2H_3O_2(ac) + H_2O(l)$
ecuación no iónica

$HC_2H_3O_2 + (Na^+ + OH^-) \longrightarrow (Na^+ + C_2H_3O_2^-) + H_2O$
ecuación iónica total

$HC_2H_3O_2 + OH^- \longrightarrow C_2H_3O_2^- + H_2O$
ecuación iónica neta

El ácido acético, $HC_2H_3O_2$, es ácido débil y se escribe en su forma molecular, pero el acetato de sodio, $NaC_2H_3O_2$, es una sal soluble y se escribe en forma iónica. El ion Na^+ es el único ion espectador en esta reacción. Ambos lados de la ecuación iónica neta tienen una carga eléctrica -1.

Ejemplo 15.11

Solución

$Mg(s) + 2\ HCl(ac) \longrightarrow MgCl_2(ac) + H_2(g)$
ecuación no iónica

$Mg + (2\ H^+ + 2\ Cl^-) \longrightarrow (Mg^{2+} + 2\ Cl^-) + H_2(g)$
ecuación iónica total

$Mg + 2\ H^+ \longrightarrow Mg^{2+} + H_2(g)$
ecuación iónica neta

La carga eléctrica en ambos lados de la ecuación es +2.

Ejemplo 15.12

Solución

$H_2SO_4(ac) + Ba(OH)_2(ac) \longrightarrow BaSO_4(s) + 2\ H_2O(l)$
ecuación no iónica

$(2\ H^+ + SO_4^{2-}) + (Ba^{2+} + 2\ OH^-) \longrightarrow BaSO_4(s) + 2\ H_2O(l)$
ecuación iónica total

$2\ H^+ + SO_4^{2-} + Ba^{2+} + 2\ OH^- \longrightarrow BaSO_4(s) + 2\ H_2O(l)$
ecuación iónica neta

El sulfato de bario, $BaSO_4$, es una sal muy insoluble. Si lleváramos a cabo esta reacción empleando el aparato de conductividad descrito en la sección 15.5, la luz brillaría mucho al principio, pero se apagaría al terminar la reacción porque casi no quedarían iones en solución. El $BaSO_4$ se precipita y sale de la solución y el agua es no conductora de electricidad.

Práctica 15.6

Escribe la ecuación iónica neta de
$3\ H_2S(ac) + 2\ Bi(NO_3)_3(ac) \longrightarrow Bi_2S_3(s) + 6\ HNO_3(ac)$

15.13 Introducción a los coloides

Cuando agregamos azúcar a un matraz con agua y agitamos la mezcla, el azúcar se disuelve y se forma una *solución* clara y homogénea. Cuando hacemos lo mismo con arena muy fina y agua, las partículas de arena forman una suspensión que se asienta cuando interrumpimos la agitación. Cuando repetimos el experimento con almidón de maíz, vemos que éste no se disuelve en el agua fría. Pero si calentamos la mezcla y la agitamos, el almidón forma una *dispersión* opalina. Esa dispersión no parece ser clara y homogénea, como la solución de azúcar, sin embargo es obvio que no es heterogénea ni se asienta como la suspensión de arena. En resumen, sus propiedades son intermedias entre las de la solución de azúcar y las de la suspensión de arena. En realidad, la dispersión de almidón es un *coloide*, nombre derivado de la palabra griega *kolla*, que quiere decir "cola" y que fue acuñada por Thomas Graham, científico inglés, en 1861. Graham clasificó a los solutos como cristaloides, si se difunden a través de una membrana de pergamino y coloides si no atraviesan la membrana.

coloide

En su uso actual, la palabra **coloide** indica una dispersión en la que las partículas dispersas son mayores que los iones o moléculas de soluto de una solución verdadera y más pequeñas que las partículas de una suspensión mecánica. El término no implica que la consistencia sea como la de la cola, aunque la mayor parte de las colas es material coloidal. El tamaño de las partículas coloidales va desde un límite inferior aproximado de 1 nm (10^{-7} cm) hasta un límite superior aproximado de 1000 nm (10^{-4} cm).

La diferencia fundamental entre una dispersión coloidal y una solución verdadera es el tamaño y no la naturaleza de las partículas. Las partículas de soluto en una solución son, por lo general, iones o moléculas únicas que pueden estar hidratadas en distinto grado. Las

partículas coloidales son, en general, agregados de iones o moléculas. Sin embargo, las moléculas de algunos polímeros, como las proteínas, son lo bastante grandes como para poder clasificarlas como partículas coloidales cuando se encuentran en solución. Para apreciar bien las diferencias en los tamaños relativos, se deben comparar los volúmenes y no tan solo las dimensiones lineales de las partículas coloidales y de las partículas de solutos. La diferencia en los volúmenes se puede estimar aproximadamente suponiendo que las partículas son esféricas. Una partícula coloidal grande tiene un diámetro aproximado de 500 nm, mientras que un ion o molécula de tamaño apreciable tiene un diámetro aproximado de 0.5 nm. Así, el diámetro de la partícula coloidal es cerca de 1000 veces mayor que el de una partícula de soluto. Como los volúmenes de las esferas son proporcionales a los cubos de sus diámetros, tenemos que el volumen de una partícula coloidal puede ser hasta mil millones ($10^3 \times 10^3 \times 10^3 = 10^9$) de veces mayor que el de una partícula en solución.

Los coloides son mezclas en las que un componente, la fase dispersa, existe en forma de partículas discretas en el otro componente, la fase dispersante o el medio dispersante. Los componentes de una dispersión coloidal también se llaman, a veces, fase discontinua y fase continua. Cada componente, o fase, puede ser un sólido, un líquido o un gas. Los componentes no pueden ser mutuamente solubles, ni ambas fases de la dispersión pueden ser gases, porque en tales condiciones se formaría una solución ordinaria. Por consiguiente, sólo se conocen ocho tipos de dispersiones coloidales con base en los estados físicos posibles de las fases. Esos ocho tipos se presentan en la tabla 15.6, con sus ejemplos correspondientes.

TABLA 15.6 **Tipos de dispersiones coloidales**

Tipo	Nombre	Ejemplos
Gas en líquido	Espuma	Crema batida, espuma de jabón
Gas en sólido	Espuma sólida	Espuma plástica, hule espuma, piedra pómez
Líquido en gas	Aerosol líquido	Niebla, nubes
Líquido en líquido	Emulsión	Leche, vinagre en aderezo con aceite para ensalada, mayonesa
Líquido en sólido	Emulsión sólida	Queso, ópalos, jaleas
Sólido en gas	Aerosol sólido	Humo, polvo en el aire
Sólido en líquido	Sol	Tinta china, sol de oro
Sólido en sólido	Sol sólido	Caucho de neumáticos, algunas gemas, como los rubíes

15.14 Preparación de los coloides

Las dispersiones coloidales se pueden preparar mediante dos métodos: 1) dispersión, que es la rotura de partículas mayores hasta llegar al tamaño coloidal y 2) condensación, la formación de partículas coloidales a partir de soluciones.

Un buen ejemplo de un coloide preparado por dispersión es la leche homogeneizada. La leche, tal como sale de la vaca, es una emulsión inestable de grasa en agua. Los glóbulos de grasa son tan grandes que suben y forman una capa de crema en unas cuantas horas. Para evitar la separación de la crema, la leche se homogeiniza bombeándola a través de agujeros u orificios muy pequeños, a presión alta. La intensa acción cortante de este método

rompe los glóbulos de grasa y forma partículas muy por abajo del límite superior del tamaño coloidal. En la leche homogeneizada, la grasa permanece dispersa indefinidamente. Los molinos coloidales, que reducen a las partículas hasta el tamaño coloidal por molienda o esfuerzo cortante, se emplean para preparar muchos productos comerciales, como pinturas, cosméticos y aderezos de ensalada.

La preparación de coloides por condensación implica, muchas veces, una reacción de precipitación en una solución diluida. Una dispersión coloidal en un líquido se llama **sol**. Por ejemplo, se puede preparar un buen azufre coloidal haciendo burbujear sulfuro de hidrógeno en una solución de dióxido de azufre. Se forma azufre sólido y se dispersa en forma de coloide:

sol

$$SO_2 + 2\,H_2S \longrightarrow \underset{\text{azufre coloidal}}{3\,S} + 2\,H_2O$$

También, se puede preparar con facilidad una dispersión coloidal agregando una solución de cloruro de hierro(III) a agua hirviente. La dispersión coloidal café rojiza que se forma consiste, probablemente, en hidróxido de hierro(III) y óxido de hierro(III) hidratado:

$$FeCl_3 + 3\,HOH \xrightarrow{H_2O} Fe(OH)_3 + 3\,HCl$$

$$Fe(OH)_3 \xrightarrow{H_2O} Fe_2O_3 \cdot xH_2O$$

Hay una gran cantidad de productos de uso en el hogar, como insecticidas, repelentes para insectos y desodorantes, por citar sólo algunos, que se maneja en forma de aerosol. El ingrediente activo, que es un líquido o un sólido, se disuelve en un gas licuado y se sella a presión en un recipiente provisto de una válvula de salida. Al abrir esa válvula, la solución a presión sale, el gas licuado se evapora y el ingrediente activo se convierte, casi instantáneamente, en un aerosol coloidal.

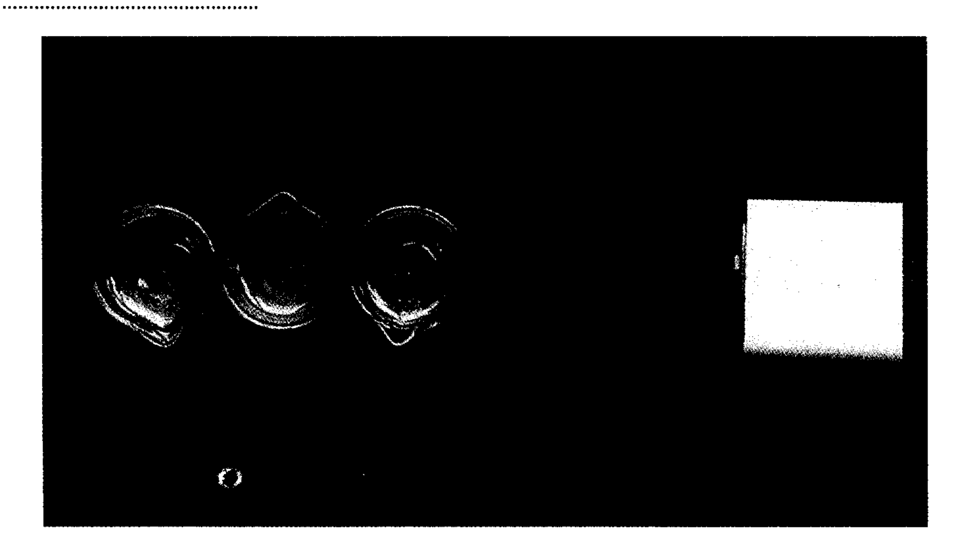
15.15 Propiedades de los coloides

En 1827, Robert Brown (1773-1858), botánico escocés, al observar una suspensión acuosa de polen, fuertemente iluminada, bajo un microscopio potente, vio que los granos de polen parecían tener un movimiento errático y tembloroso. Después determinó que ese movimiento errático no era sólo del polen, sino que era característico de las partículas coloidales en general. El movimiento aleatorio de las partículas coloidales se llama **movimiento Browniano**. Este movimiento se puede observar con facilidad encerrando humo de cigarrillo en una cámara transparente pequeña e iluminándola con un haz intenso de luz, en ángulo recto al eje óptico del microscopio. Las partículas de humo parecen ser luces diminutas moviéndose al azar, porque la luz se refleja de sus superficies. Este movimiento se debe al bombardeo continuo de moléculas de aire sobre las partículas de humo. Puesto que se puede ver el movimiento Browniano cuando se dispersan las partículas coloidales en un medio gaseoso o líquido, se considera casi una prueba visual de que la materia, a nivel molecular, se mueve en realidad al azar, como lo postula la teoría cinético-molecular.

movimiento Browniano

Cuando se hace pasar un rayo de luz intensa por una solución ordinaria y se observa en ángulo, casi no se percibe el rayo. Sin embargo, sí se ve muy clara y nítidamente cuando pasa por una dispersión coloidal (ve la Fig. 15.5). Este fenómeno se llama **efecto Tyndall**. Fue descrito por primera vez por Michael Faraday, en 1857, y después fue estudiado por John Tyndall. El efecto Tyndall, al igual que el movimiento Browniano, se puede observar en casi todas las dispersiones coloidales. Se presenta porque las partículas coloidales son lo

efecto Tyndall



El efecto Tyndall. Los vasos del lado izquierdo y derecho contienen una solución verdadera, mientras que el del centro contiene una dispersión coloidal de almidón. Un rayo láser, emitido por la fuente del extremo derecho, se dispersa en el coloide, pero es invisible en las soluciones verdaderas.

suficientemente grandes como para dispersar los rayos de la luz visible. En las soluciones verdaderas, los iones o moléculas son demasiado pequeños para dispersar la luz, por consiguiente no presentan efecto Tyndall notable.

Otra característica importante de los coloides es que sus partículas tienen áreas superficiales inmensas. En la sección 14.6, vimos que el área superficial aumenta diez veces cuando un cubo de 1 cm por lado se divide en 1000 cubos de 0.1 cm por lado. Cuando un cubo de 1 cm por lado se divide en cubos de tamaño coloidal, de 10^{-6} cm por lado, el área superficial combinada de todas las partículas es un millón de veces mayor que la del cubo original, o sea seis kilómetros cuadrados.

Las partículas coloidales se cargan eléctricamente cuando adsorben iones en su superficie. No debemos confundir *adsorción* con *absorción*.. Adsorción se refiere a la adhesión de moléculas o iones a una superficie, mientras que la absorción se refiere a la toma de un material por otro. La adsorción se presenta porque los átomos o iones que se encuentran en la superficie de una partícula, no están rodeadas por completo por otros átomos o iones como lo están aquellos que se encuentran en el interior. En consecuencia, estos átomos superficiales atraen o adsorben iones o moléculas polares del medio de dispersión hasta ubicarse sobre las superficies de las partículas coloidales. Esta propiedad se relaciona de manera directa con la extensa área superficial que presenta el inmenso número de diminutas partículas.

En una dispersión dada, las partículas tienden a adsorber sólo los iones que tienen un tipo de carga. Por ejemplo, en una sol de hidróxido de hierro(III) se adsorben principalmente los cationes, lo que da como resultado que las partículas coloidales adquieran carga positiva. Por otra parte, las partículas de un sol de sulfuro de arsénico(III) adsorben principalmente a los aniones, resultando así partículas coloidales con carga negativa. En la tabla 15.7 se muestran las propiedades de las soluciones verdaderas, dispersiones coloidales y suspensiones.

15.16 Estabilidad de los coloides

La estabilidad de diversas dispersiones varía según las propiedades de las fases dispersas y dispersantes. Ya dijimos que la leche no homogeneizada es un coloide, pero que se separa después de reposar varias horas. Sin embargo, las partículas de una buena dispersión coloidal quedan en suspensión indefinidamente. Por ejemplo, un sol de oro, color rojo rubí, ha

TABLA 15.7 **Comparación de las propiedades de las soluciones verdaderas, las dispersiones coloidales y las suspensiones.**

	Tamaño de partícula (nm)	Capacidad de atravesar el papel filtro	Capacidad de atravesar el pergamino	Presenta el efecto Tyndall	Presenta movimiento Browniano	Se sedimenta al reposar	Aspecto
Solución verdadera	<1	Sí	Sí	No	No	No	Transparente, homogénea
Dispersión coloidal	1-1000	Sí	No	Sí	Sí	En general no	En general no transparente, pero puede parecer homogénea
Suspensión	>1000	No	No	—	No	Sí	No transparente, heterogénea

estado en el Museo Británico durante más de un siglo sin asentamiento apreciable. Esta muestra se conserva por su interés histórico y fue preparada por Michael Faraday. Las partículas de un coloide específico permanecen dispersas por dos causas:

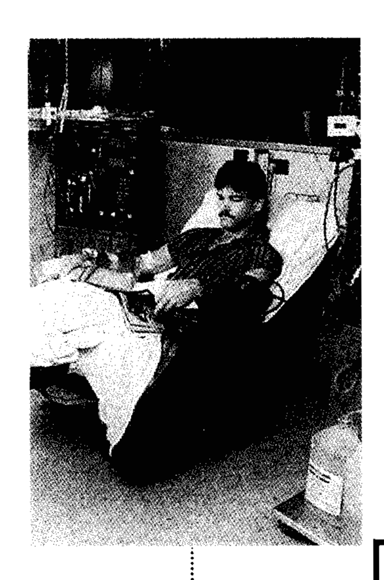
1. Están bombardeadas por las moléculas de la fase dispersante, lo cual las mantiene en movimiento (movimiento Browniano) y la gravedad no hace que se sedimenten.
2. Como las partículas coloidales tienen la misma carga eléctrica, se repelen entre sí. Esta repulsión mutua evita que las partículas dispersas coalezcan, o se peguen entre sí, con lo cual se sedimentarían y saldrían de la suspensión.

Para la estabilidad de algunos tipos de coloides se requiere la presencia de un material llamado coloide protector. Por ejemplo, la yema de huevo tiene un coloide estabilizador, o protector, en la mayonesa. La yema adsorbe, en las superficies de sus partículas, gotas de aceite que evitan que las partículas de yema se peguen entre sí.

15.17 Aplicaciones de las propiedades coloidales

El carbón activado tiene un enorme área superficial, más o menos de 1 millón de centímetros cuadrados por gramo, en algunos casos. Por consiguiente, tiene mucha capacidad para adsorber selectivamente las moléculas polares de algunos gases venenosos y, en consecuencia, se usa en las máscaras antigas. También se puede utilizar para adsorber las impurezas de líquidos, o de los gases, y se usa mucho para eliminar sustancias con sabor u olor desagradable presentes en el agua potable. En los ingenios azucareros, el carbón activado se usa para adsorber impurezas coloreadas de las soluciones de azúcar bruta.

Hay un proceso muy usado para el control de polvos y humos en muchas zonas urbanas e industriales; fue inventado por Frederick Cottrell (1877-1948), químico y mineralogista estadounidense. El proceso Cottrell aprovecha el efecto de que la materia en forma de partículas de polvo y humo tiene carga eléctrica. El aire que se va a purificar eliminando



Esta máquina para diálisis funciona como riñón artificial, porque elimina de la sangre productos solubles de desecho.

diálisis

el polvo o el humo, se hace pasar entre electrodos en forma de placas, cargadas con alto voltaje. Las partículas de carga positiva son atraídas hacia los electrodos negativos, donde se neutralizan y con ello se precipitan. Las partículas con carga negativa se eliminan del mismo modo en los electrodos positivos. Hay grandes unidades Cottrell de uso industrial, equipadas con dispositivos para la remoción automática del material precipitado. En algunas instalaciones, en especial en fábricas de cemento o en las fundiciones, el valor del polvo atrapado es suficiente para pagar el equipo de precipitación. Hoy día se venden unidades pequeñas, diseñadas para eliminar el polvo y el polen del aire en el hogar. Desafortunadamente, los precipitadores electrostáticos sólo eliminan materia en forma de partículas; no pueden eliminar contaminantes gaseosos, como monóxido de carbono, dióxido de azufre o los óxidos de nitrógeno.

Thomas Graham descubrió que una membrana de pergamino puede permitir el paso de las soluciones verdaderas, pero evita el paso de dispersiones coloidales. Los solutos disueltos se pueden separar de dispersiones coloidales empleando membranas como esa, en un proceso llamado **diálisis**. La membrana misma se llama membrana dializante. Las membranas artificiales se fabrican con materiales como papel pergamino, colodión o algunos tipos de celofán. La diálisis se puede demostrar colocando una dispersión coloidal de almidón y algo de solución de sulfato de cobre(II) en una bolsa de papel pergamino y colgando esa bolsa en agua corriente. En pocas horas, el color azul del sulfato de cobre(II) habrá desaparecido y sólo quedará la dispersión de almidón dentro de la bolsa.

Una aplicación médica de la diálisis es el desarrollo de los riñones artificiales. La sangre de un paciente que padezca de insuficiencia renal se hace pasar, durante varias horas, a través de un riñón artificial. En este intervalo, los productos de desecho solubles se eliminan por diálisis.

Repaso de conceptos

1. Describe las características generales de los ácidos y las bases.
2. Define un ácido y una base en términos de las teorías de Arrhenius, Brønsted-Lowry y Lewis.
3. Describe los pares conjugados ácido-base en una reacción.
4. Dados los reactivos, completa y balancea ecuaciones de las reacciones de ácidos con bases, metales, óxidos de metal y carbonatos.
5. Dados los reactivos, completa y balancea ecuaciones de las reacciones de un hidróxido anfótero con un ácido fuerte o una base fuerte.
6. Escribe ecuaciones balanceadas para la reacción de hidróxido de sodio o hidróxido de potasio con zinc y con aluminio.
7. Clasifica varios compuestos comunes como electrólitos o no electrólitos.
8. Describe la diferencia entre los electrólitos fuertes y los débiles.
9. Explica los procesos de disociación y ionización. Explica en qué difieren.
10. Escribe las ecuaciones de la disociación y, o ionización de ácidos, bases y sales en el agua.
11. Describe y formula las ecuaciones de la ionización del agua.
12. Explica la forma en que el pH expresa la concentración de iones hidrógeno, o concentración de iones hidronio.
13. Dado un pH entero, calcula la molaridad de H^+ y viceversa.
14. Con una calculadora, determina valores de pH a partir de molaridades de H^+.
15. Explica el proceso de neutralización ácido-base.

16. Calcula la molaridad, normalidad o volumen de una solución de ácido o base a partir de datos de titulación.
17. Escribe ecuaciones no iónicas, iónicas totales y iónicas netas para neutralizaciones.
18. Describe los coloides y explica los métodos para prepararlos.
19. Describe las características que distinguen a las soluciones verdaderas, las dispersiones coloidales y las suspensiones mecánicas.
20. Explica a) cómo se pueden estabilizar las dispersiones coloidales y b) cómo se pueden precipitar.

Palabras clave

Los términos que se citan a continuación se definieron a lo largo de este capítulo. Después de cada uno aparece el número de sección donde se explica. En el glosario encontrarás definiciones más detalladas.

anfótero (15.2)
coloide (15.13)
diálisis (15.17)
disociación (15.6)
ecuación iónica neta (15.12)
ecuación iónica total (15.12)
ecuación no iónica (15.12)
efecto Tyndall (15.15)
electrólito (15.5)
electrólito débil (15.7)
electrólito fuerte (15.7)
ion espectador (15.10)
ion hidronio (15.1)
ionización (15.6)
logaritmo (15.9)
movimiento Browniano (15.15)
neutralización (15.10)
no electrólito (15.15)
pH (15.9)
sol (15.14)
titulación (15.10)

Preguntas

Las preguntas se refieren a las tablas, figuras, palabras clave y conceptos que se definieron en el capítulo. Las preguntas o ejercicios más difíciles se indican con un asterisco.

1. Como un ion hidrógeno y un protón son idénticos, ¿qué diferencias existen entre las definiciones de ácido según las teorías de Arrhenius y de Brønsted-Lowry? (Ve la tabla 15.1).
2. Según la figura 15.1, ¿qué tipo de sustancia debe estar en solución para que encienda el foco?
3. ¿Cuál de las siguientes clases de compuesto son electrólitos? Ácidos, alcoholes, bases, sales (ve la tabla 15.2).
4. ¿Qué par de diferencias se notan en el arreglo de moléculas de agua alrededor de los iones hidratados que se describe en la figura 15.2?
5. El pH de una solución de concentración de iones hidrógeno 0.003 *M* está ¿entre cuáles dos números enteros? (Ve la tabla 15.4).
6. ¿Qué es más ácido, el jugo de tomate o la sangre? (Ve la tabla 15.5).
7. Define un ácido y una base, de acuerdo con cada una de las tres teorías ácido-base: la de Arrhenius, de Brønsted-Lowry y de Lewis.
8. Para cada una de las teorías ácido-base del ejercicio 7, escribe una ecuación que represente la neutralización de un ácido con una base.
9. Escribe la estructura de Lewis de a) el ion bromuro, b) el ion hidróxido y c) el ion cianuro. De acuerdo con las teorías de Brønsted-Lowry y de Lewis de los ácidos y las bases. ¿Por qué se considera que esos iones son bases?
10. ¿En cuáles tres clases de compuestos caen generalmente los electrólitos?
11. Cita el nombre de cada compuesto que se da en la tabla 15.3.

12. Una solución de HCl en agua conduce la corriente eléctrica, pero una de HCl en hexano no. Explica este comportamiento en términos de la ionización y el enlazamiento químico.
13. ¿Cómo existen los compuestos iónicos en su estructura cristalina? ¿Qué sucede cuando se disuelven en agua?
14. Una solución acuosa de alcohol metílico, CH_3OH, no conduce la corriente eléctrica, pero una solución de hidróxido de sodio, NaOH, sí. ¿Qué nos dice esta información acerca del grupo OH en el alcohol?
15. ¿Por qué el NaCl fundido sí conduce la electricidad?
16. Describe la diferencia entre la disociación de compuestos iónicos y la ionización de compuestos moleculares.
17. Describe la diferencia entre los electrólitos fuertes y los débiles.
18. Explica por qué en las soluciones acuosas los iones están hidratados.
19. ¿Cuál es la diferencia principal entre las soluciones acuosas de electrólitos fuertes y débiles?
20. ¿Cuáles son las concentraciones relativas de $H^+(ac)$ y $OH^-(ac)$ en a) una solución neutra, b) una solución ácida y c) una solución básica?
21. Escribe la ecuación iónica neta de la reacción de un ácido fuerte con una base de hidróxido hidrosoluble (soluble en agua) disuelta en agua.
22. La solubilidad del HCl gaseoso en agua, que es solvente polar, es mucho mayor que su solubilidad en hexano, que es solvente no polar. ¿Cómo explicas esta diferencia?
23. El agua pura, que contiene concentraciones iguales de iones ácidos y básicos, es neutra. ¿Por qué?
24. ¿Cuáles de las afirmaciones siguientes son correctas? Vuelve a redactar las incorrectas para que sean válidas.
    a) La teoría de Arrhenius, de los ácidos y las bases, se limita a las soluciones acuosas.
    b) La teoría de Brønsted-Lowry, de los ácidos y las bases, se limita a soluciones que no sean acuosas.
    c) Todas las sustancias ácidas según la teoría de Brønsted-Lowry también son ácidas según la teoría de Lewis.
    d) Todas las sustancias ácidas según la teoría de Lewis, también son ácidas según la teoría de Brønsted-Lowry.
    e) Un donador de par de electrones es un ácido de Lewis.
    f) Todas las reacciones de neutralización ácido-base de Arrhenius se pueden representar por una ecuación iónica neta única.
    g) Cuando un compuesto iónico se disuelve en agua, los iones se separan; a este proceso se le llama ionización.
    h) En la autoionización del agua,

    $$2\,H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + OH^-$$

    el H_3O^+ y el OH^- forman un par de ácido-base conjugado.
    i) En la reacción de la parte h), el H_2O es el ácido y la base a la vez.
    j) La mayor parte de las sales comunes de Na^+, K^+ y NH_4^+ es soluble en agua.
    k) Una solución de pH 3 es 100 veces más ácida que una de pH 5.
    l) En general, las sustancias iónicas, al disolverse en agua, producen una solución capaz de conducir la corriente eléctrica.
    m) Las palabras disociación y ionización son sinónimos.
    n) Una solución de $Mg(NO_3)_2$ contiene tres iones por unidad fórmula en solución.
    o) Los términos ácido fuerte, base fuerte, ácido débil y base débil indican si una solución de ácido o base es concentrada o diluida.
    p) El pH se define como el logaritmo negativo de la concentración molar de iones H^+, o de iones H_3O^+.
    q) Todas las reacciones se pueden representar mediante ecuaciones iónicas netas.
    r) Una mol de $CaCl_2$ contiene más aniones que cationes.
    s) Sí es posible hervir agua de mar a menor temperatura que la necesaria para hervir agua pura, estando ambas a la misma presión.
    t) Sí es posible tener una solución acuosa neutra cuyo pH no sea 7.
    u) El tamaño se las partículas coloidales está entre 1 mm y 1000 mm.
    v) El efecto Tyndall se puede observar en dispersiones coloidales y en soluciones verdaderas.
25. Indica cuál es la diferencia fundamental entre una dispersión coloidal y una solución verdadera.
26. Describe los dos métodos que se emplean para preparar dispersiones coloidales.
27. Explica el efecto Tyndall y cómo se puede emplear para diferenciar entre una dispersión coloidal y una solución verdadera.
28. Describe la diferencia entre adsorción y absorción.
29. ¿Por qué las partículas en un coloide dado permanecen dispersas?
30. Explica el proceso de diálisis y una aplicación práctica del mismo.
31. Traza un diagrama e identifica los tipos de interacciones que se llevan a cabo entre las cadenas de proteínas en el cabello.
32. ¿Cuál es la diferencia entre un shampoo y un depilador? Describe los tipos de enlaces que se rompen.

Ejercicios relacionados

Los ejercicios siguientes están relacionados uno a uno. A cada ejercicio con número impar sigue uno semejante con número par. Las respuestas a los ejercicios con número par aparecen en el apéndice V.

33. Cita cuáles son los pares conjugados ácido-base en las ecuaciones siguientes:

a) $HCl + NH_3 \longrightarrow NH_4^+ + Cl^-$

b) $HCO_3^- + OH^- \rightleftarrows CO_3^{2-} + H_2O$

c) $HCO_3^- + H_3O^+ \rightleftarrows H_2CO_3 + H_2O$

d) $HC_2H_3O_2 + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + C_2H_3O_2^-$

35. Completa y balancea las ecuaciones siguientes:

a) $Mg(s) + HCl(ac) \longrightarrow$

b) $BaO(s) + HBr(ac) \longrightarrow$

c) $Al(s) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow$

d) $Na_2CO_3(ac) + HCl(ac) \longrightarrow$

e) $Fe_2O_3(s) + HBr(ac) \longrightarrow$

f) $Ca(OH)_2(ac) + H_2CO_3(ac) \longrightarrow$

37. ¿Cuáles de los compuestos siguientes son electrólitos? Cada sustancia está mezclada con agua.

a) HCl

b) CO_2

c) $CaCl_2$

d) $C_{12}H_{22}O_{11}$ (azúcar)

e) C_3H_7OH (alcohol para frotar)

f) CCl_4 (insoluble)

39. Calcula la molaridad de los iones presentes en cada una de las siguientes soluciones. Supón que cada sal está disociada 100%.

a) NaCl 0.015 *M*

b) $NaKSO_4$ 4.25 *M*

c) $CaCl_2$ 0.20 *M*

d) 22.0 g de KI en 500. mL de solución

41. En el ejercicio 39, ¿cuántos gramos de cada ion estarían presentes en 100. mL de cada solución?

43. ¿Cuál es la concentración molar de todos los iones presentes en una solución preparada mezclando lo siguiente? No tomes en cuenta la concentración de H^+ y OH^- del agua. También, supón que los volúmenes de las soluciones son aditivos.

a) 30.0 mL de NaCl 1.0 *M* y 40.0 mL de NaCl 1.0 *M*

b) 30.0 mL de HCl 1.0 *M* y 30.0 mL de NaOH 1.0 *M*

***c)** 100.0 mL de KOH 0.40 *M* y 100.0 mL de HCl 0.80 *M*

34. Cita cuáles son los pares conjugados ácido-base en las ecuaciones siguientes:

a) $HC_2H_3O_2 + H_2SO_4 \rightleftarrows H_2C_2H_3O_2^+ + HSO_4^-$

b) La ionización, en dos etapas, del ácido sulfúrico:

$H_2SO_4 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + HSO_4^-$

$HSO_4^- + H_2O \rightleftarrows H_3O + SO_4^{2-}$

c) $HClO_4 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + ClO_4^-$

d) $CH_3O^- + H_3O^+ \longrightarrow CH_3OH + H_2O$

36. Completa y balancea las ecuaciones siguientes:

a) $NaOH(ac) + HBr(ac) \longrightarrow$

b) $KOH(ac) + HCl(ac) \longrightarrow$

c) $Ca(OH)_2(ac) + HI(ac) \longrightarrow$

d) $Al(OH)_3(s) + HBr(ac) \longrightarrow$

e) $Na_2O(s) + HClO_4(ac) \longrightarrow$

f) $LiOH(ac) + FeCl_3(ac) \longrightarrow$

38. ¿Cuáles de los compuestos siguientes son electrólitos? Cada sustancia está mezclada con agua.

a) $NaHCO_3$ (bicarbonato de sodio)

b) N_2 (gas insoluble)

c) $AgNO_3$

d) HCOOH (ácido fórmico)

e) RbOH

f) K_2CrO_4

40. Calcula la molaridad de los iones presentes en cada una de las siguientes soluciones. Supón que cada sal está disociada 100%.

a) $ZnBr_2$ 0.75 *M*

b) $Al_2(SO4)_3$ 1.65 *M*

c) 900. g de $(NH_4)_2SO_4$ en 20.0 L de solución

d) 0.0120 g de $Mg(ClO_3)_2$ en 1.00 mL de solución

42. En el ejercicio 40, ¿cuántos gramos de cada ion estarían presentes en 100 mL de cada solución?

44. ¿Cuál es la concentración molar de todos los iones presentes en una solución preparada mezclando lo siguiente? No tomes en cuenta la concentración de H^+ y OH^-. También, supón que los volúmenes de las soluciones son aditivos.

a) 100.0 mL de KCl 2.0 *M* y 100.0 mL de $CaCl_2$ 1.0 *M*

b) 35.0 mL de $Ba(OH)_2$ 0.20 *M* y 35.0 mL de H_2SO_4 0.20 *M*

45. Para los datos de las siguientes titulaciones, calcula la molaridad del HCl:

	mL HCl	Molaridad de HCl	mL NaOH	Molaridad de NaOH
(a)	40.13	*M*	37.70	0.728
(b)	19.00	*M*	33.66	0.306
(c)	27.25	*M*	18.00	0.555

46. Para los datos de las siguientes titulaciones, calcula la molaridad de la NaOH:

	mL HCl	Molaridad de HCl	mL NaOH	Molaridad de NaOH
(a)	37.19	0.126	31.91	*M*
(b)	48.04	0.482	24.02	*M*
(c)	13.x13	1.425	39.39	*M*

47. Las ecuaciones siguientes no están balanceadas vuelve a escribirlas y plantéalas en forma de ecuaciones balanceadas iónicas netas. Todas las reacciones se llevan a cabo en solución acuosa.

a) $K_2SO_4(ac) + Ba(NO_3)_2(ac) \longrightarrow KNO_3(ac) + BaSO_4(s)$

b) $CaCO_3(s) + HCl(ac) \longrightarrow CaCl_2(ac) + CO_2(g) + H_2O(l)$

c) $Mg(s) + HC_2H_3O_2(ac) \longrightarrow Mg(C_2H_3O_2)_2(ac) + H_2O(g)$

49. En cada uno de los pares siguientes, ¿cuál solución es más ácida? Todas son soluciones acuosas. Explica tu respuesta.

a) HCl 1 molar o H_2SO_4 1 molar.

b) HCl 1 molar o $HC_2H_3O_2$ 1 molar.

51. ¿Qué volumen, en mililitros, de HCl 0.245 M neutraliza 50.0 mL de $Ca(OH)_2$ 0.100 M? La ecuación es

$2\,HCl(ac) + Ca(OH)_2(ac) \longrightarrow CaCl_2(ac) + 2\,H_2O(l)$.

***53.** Una muestra de NaOH impura, de 0.200 g, requiere 18.25 mL de HCl 0.2406 M para neutralizarse. ¿Qué porcentaje de NaOH hay en la muestra?

***55.** ¿Qué volumen de H_2 gaseoso, medido a 27 °C y 700. torr, se puede obtener al hacer reaccionar 5.00 g de zinc metálico con 100. mL de HCl 0.350 *M*? La ecuación es

$Zn(s) + 2\,HCl(ac) \longrightarrow ZnCl_2(ac) + H_2(g)$.

57. Calcula el pH de las soluciones que tienen las siguientes concentraciones de iones H^+:

a) 0.01 *M*

b) 1.0 *M*

c) 6.5×10^{-9} *M*

59. Calcula el pH de las siguientes sustancias:

a) jugo de naranja, H^+ 3.7×10^{-4} *M*

b) vinagre, H^+ 2.8×10^{-3} *M*

61. ¿Cuántos mililitros de HNO_3 0.325N se necesitan para neutralizar 32.8 mL de NaOH 0.225 N?

63. Con frecuencia, las masas equivalentes de los ácidos orgánicos se determinan titulándolos con una solución valorada (es decir, de concentración conocida) de una base. Determina la masa equivalente del ácido benzoico si 0.305 g del mismo requieren 25 mL de NaOH 0.10 *N* para neutralizarse.

48. Las ecuaciones siguientes no están balanceadas vuelve a escribirlas y plantéalas en forma de ecuaciones balanceadas iónicas netas. Todas las reacciones se llevan a cabo en solución acuosa.

a) $H_2S(g) + CdCl_2(ac) \longrightarrow CdS(s) + HCl(ac)$

b) $Zn(s) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow ZnSO_4(ac) + H_2(g)$

c) $AlCl_3(ac) + Na_3PO_4(ac) \longrightarrow AlPO_4(s) + NaCl(ac)$

50. En cada uno de los pares siguientes, ¿cuál solución es más ácida? Todas son soluciones acuosas. Explica tu respuesta.

a) HCl 1 molar o HCl 2 molar

b) H_2SO_4 1 normal o H_2SO_4 1 molar

52. ¿Qué volumen, en mililitros, de HCl 0.245 *M* neutralizan 10.0 g de $Al(OH)_3$? La ecuación es

$3\,HCl(ac) + Al(OH)_3(s) \longrightarrow AlCl_3(ac) + 3\,H_2O(l)$

***54.** Se encontró que un lote de hidróxido de sodio contenía impurezas de cloruro de sodio. Para determinar el contenido de impureza se analizó una muestra de 1.00 g, y se encontró que necesitaba 49.90 mL de HCl 0.466 *M* para su neutralización. ¿Cuál es el procentaje de NaCl en la muestra?

***56.** ¿Qué volumen de H_2 gaseoso, medido a 27 °C y 700. torr, se puede obtener al hacer reaccionar 5.00 g de zinc metálico con 200. mL de HCl 0.350 M? La ecuación es

$Zn(s) + 2\,HCl(ac) \longrightarrow ZnCl_2(ac) + H_2(g)$

58. Calcula el pH de las soluciones que tienen las siguientes concentraciones de iones H+:

a) 1×10^{-7} *M*

b) 0.50 *M*

c) 0.00010 *M*

60. Calcula el pH de las siguientes sustancias:

a) café negro, H^+ 5.0×10^{-5} *M*

b) agua de cal, H^+ 3.4×10^{-11} *M*

62. ¿Cuántos mililitros de H_2SO_4 0.325 *N* se necesitan para neutralizar 32.8 mL de NaOH 0.225 *N*?

***64.** Determina la masa equivalente del ácido succínico, si se requiere 0.738 g del mismo para neutralizar a 125 mL de base 0.10 *N*.

Ejercicios adicionales

Los siguientes ejercicios no están relacionados ni agrupados por temas; son para que adquieras más práctica en la aplicación de los conceptos descritos en este capítulo.

65. ¿Cuál es la concentración de iones Ca^{2+} en una solución de CaI_2 cuya concentración de iones I^- es de 0.520 *M*?

66. ¿Cuántos mililitros de HCl 0.40 *M* se pueden preparar diluyendo 100. mL de HCl 12 *M* con agua?

67. Si 29.26 mL de HCl 0.430 *M* neutralizan 20.40 mL de solución de $Ba(OH)_2$, ¿cuál es la molaridad de la solución de $Ba(OH)_2$? La reacción es

$Ba(OH)_2(ac) + 2\ HCl(ac) \longrightarrow BaCl_2(ac) + 2\ H_2O(l)$

68. Una solución de ácido acético, $HC_2H_3O_2$, 1 molal en agua, se congela a menor temperatura que una solución 1 molal de alcohol etílico, C_2H_5OH, en agua. Explica por qué.

70. Al mismo costo por libra, ¿qué alcohol, CH_3OH o C_2H_5OH, resultaría más económico comprar como anticongelante para tu carro? Explica por qué.

70. ¿En qué se diferencia un ion hidronio de un ion hidrógeno?

71. Ordena, por puntos de congelación decrecientes, las soluciones acuosas 1 molal de HCl, $HC_2H_3O_2$, $C_{12}H_{22}O_{11}$ (sacarosa) y $CaCl_2$. Primero, la solución que tenga el máximo punto de congelación.

72. A 100 °C, la concentración de H^+ en agua es, aproximadamente, 1×10^{-6} mol/L, más o menos diez veces mayor que a 25 °C. ¿A cuál de esas temperaturas

a) el pH del agua es mayor?
b) la concentración de ion hidrógeno o hidronio es mayor?
c) el agua es neutra?

73. ¿Cuál es la diferencia relativa de concentración de H^+ en soluciones que difieren en 1 unidad de pH?

74. Una muestra de carbonato de sodio puro, de 0.452 g de masa, se disolvió en agua y se neutralizó con 42.4 mL de solución de ácido clorhídrico. Calcula la molaridad del ácido:

$Na_2CO_3(ac) + 2\ HCl(ac) \longrightarrow 2\ NaCl(ac) + CO_2(g) + H_2O(l)$

75. ¿Qué volumen, en mL, de HCl 0.1234 *M* se requiere para neutralizar 2.00 g de $Ca(OH)_2$?

76. ¿Cuántos gramos de KOH se requiere para neutralizar 50.00 mL de HNO_3 0.240 *M*?

77. Se agregan dos gotas (0.1 mL) de HCl 1.0 *M* en agua, para completar 1.0 L de solución. ¿Cuál es el pH de esa solución, si el HCl está 100% ionizado?

78. ¿Qué volumen de ácido sulfúrico concentrado (18.0 *M*) se debe usar para preparar 50.0 L de solución 5.00 *M*?

79. Se agregan tres (3.0) gramos de NaOH a 500. mL de HCl 0.10 *M*. La solución resultante, ¿será ácida o básica? Demuestra tu respuesta.

80. Una muestra de 10.00 mL de solución básica requiere 28.92 mL de H_2SO_4 0.1240 *N* para neutralizarse. ¿Cuál es la normalidad de la base?

81. ¿Cuál es la normalidad y la molaridad de una muestra de 25.00 mL de solución de H_3PO_4 que requiere 22.68 mL de NaOH 0.5000 *N* para su total neutralización?

82. ¿Cuántos mililitros de NaOH 0.10 *N* se requieren para neutralizar 60.0 mL de H_2SO_4 0.20 *N*?

***83.** Una muestra de 25 mL de H_2SO_4 necesita 40 mL de NaOH 0.20 *N* para su neutralización.

a) ¿Cuál es la normalidad de la solución de ácido sulfúrico?
b) ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico hay en la muestra de 25 mL?

84. Una solución de 40.0 mL de HCl es neutralizada por 20.0 mL de solución NaOH. La solución neutra resultante se evapora hasta llegar a la sequedad, y se encuentra que el residuo tiene una masa de 0.117g. Calcula la normalidad de las soluciones HCl y NaOH.

85. Compara y describe la diferencia entre una solución concentrada de un electrólito débil y una solución diluida de un electrólito fuerte.

86. ¿En qué caso la normalidad de una solución es igual a su molaridad?

87. ¿Cuántos mililitros de agua se deben agregar a 85.00 mL de H_3PO_4 1.000 *N* para obtener una solución de H_3PO_4 0.6500 *N*?

***88.** Si se agregan 380 mL de $Ba(OH)_2$ 0.35 *M* a 500.0 mL de HCl 0.65 *M*, la mezcla resultante ¿será ácida o básica? Calcula el pH de la solución resultante.

89. Se titulan cincuenta (50.00) mililitros de HCl 0.2000 *M* con NaOH 0.2000 *M*. Calcula el pH de la solución cuando se han agregado:

a) 0.000 mL de la base
b) 10.00 mL de la base
c) 25.00 mL de la base
d) 49.00 mL de la base
e) 49.90 mL de la base
f) 49.99 mL de la base (suponiendo que se puedan medir en una titulación normal)
g) 50.00 mL de la base

Dibuja en una gráfica tus respuestas con el pH en el eje *y* y mL de NaOH en el eje *x*.

90. Se hace reaccionar NaOH con ácido sulfúrico.

a) Escribe una ecuación balanceada para la reacción que produce Na_2SO_4.
b) ¿Cuántos mililitros de NaOH 0.10 *M* se necesitan para reaccionar con 0.0050 mol de H_2SO_4?
c) ¿Cuántos gramos de Na_2SO_4 también se formarán?

***91.** La fórmula empírica del ácido láctico (este ácido se encuentra en la leche agria) es $HC_3H_4O_3$. Una muestra de 1.0 g de ácido láctico requirió 17.0 mL de NaOH 0.65 *M* para llegar al punto final de la titulación. ¿Cuál es la fórmula molecular del ácido láctico?

92. Se diluyó una muestra de 10.0 mL de HNO_3 a un volumen de 100.00 mL. A continuación, se necesitaron 25 mL de la segunda solución para neutralizar 50.0 mL de KOH 0.60 *M*. ¿Cuál era la concentración del ácido nítrico original?

93. Se determinó el pH de una solución de un ácido fuerte y el resultado fue 3. Si a continuación se agrega agua para diluir, ¿cambiaría el pH? ¿Por qué sí, o por qué no? ¿Se puede agregar suficiente agua para elevar el pH de una solución ácida arriba de 7?
94. La solución *X* tiene pH 2. La solución *Y* tiene pH 4. Con esta información, ¿cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas?
   a) La $[H^+]$ de *X* es la mitad de la de *Y*
   b) La $[H^+]$ de *X* es el doble de la de *Y*
   c) La $[H^+]$ de *X* es 100 veces mayor que la de *Y*
   d) La $[H^+]$ de *X* es 1/100 de la de *Y*
95. Se le dan tres soluciones a un estudiante: una ácida, una básica y una que no es ácida ni básica. El alumno ensaya las soluciones y anota sus propiedades. En cada uno de los incisos siguientes determina si la propiedad es de un ácido, de una base, o no se puede definir.
   a) La solución tiene $[H^+] = 1 \times 10^{-7}$ *M*
   b) La solución tiene $[OH^-] = 1 \times 10^{-2}$ *M*
   c) La solución vuelve rojo al tornasol
   d) La solución es buena conductora de electricidad

Respuestas a los ejercicios de práctica

15.1 a) HCO_3^-, b) NO_2^-, c) $C_2H_3O_2^-$
15.2 a) H_2SO_4, b) NH_4^+, c) H_2O
15.3 a) Mg^{2+} 0.050 *M*, Cl^- 0.10 *M*, b) Al^{3+} 0.070 *M*, Cl^- 0.21 *M*.
15.4 a) 11.41, b) 2.89, c) 5.429
15.5 c) HCl 0.0620 *M*
15.6 $3\ H_2S(ac) + 2\ Bi^{3+}(ac) \longrightarrow Bi_2S_3(s) + 6\ H^+(ac)$

Apéndice I
Repaso de matemáticas

1. Multiplicación La multiplicación es el proceso de sumar determinado número o cantidad varias veces a sí mismo. Así, 4 por 2 quiere decir 4 sumado dos veces, o 2 sumado cuatro veces en total para obtener el producto 8. Existen varias formas de indicar la multiplicación:

$$ab \qquad a \times b \qquad a \cdot b \qquad a(b) \qquad (a)(b)$$

Cada una de estas expresiones quiere decir a por b, o a multiplicado por b, o b por a.

Cuando $a = 16$ y $b = 24$, entonces $16 \times 24 = 384$.

La ecuación °F = (1.8 × °C) + 32 indica que vamos a multiplicar 1.8 por los grados Celsius y que al producto obtenido le sumaremos 32. Cuando °C es igual a 50,

$$°F = (1.8 \times 50) + 32 = 90 + 32 = 122\ °F$$

El resultado de multiplicar dos o más números entre sí se llama *producto.*

2. División La palabra división tiene varios significados. Como expresión matemática, es el proceso de ver cuántas veces cabe un número o cantidad en otro. Hay varias formas para denotar la división:

$$a \div b \qquad \frac{a}{b} \qquad a/b$$

Cada una de estas expresiones quiere decir a dividido entre b.

Cuando $a = 15$ y $b = 3$, $\frac{15}{3} = 5$.

A la cantidad que está arriba de la línea se le llama *numerador* y a la de abajo *denominador.* En algunos casos, las rayas de división o de quebrado, tanto horizontales como inclinadas, también significan "por", (como sinónimo de "entre"), como en la expresión de la densidad, o la masa por unidad de volumen:

$$\text{densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} = \text{g/mL}$$

La línea diagonal sigue indicando una división de gramos entre la cantidad de mililitros ocupados por esa masa. Al resultado de dividir un número entre otro se le llama *cociente.*

3. Fracciones y decimales Una fracción es una representación de la división, que indica que el numerador se divide entre el denominador. Una *fracción propia* es aquélla en la que el numerador es menor que el denominador y en una *fracción impropia* el numerador es el mayor. Un decimal o fracción decimal es una fracción propia, en la que el denominador es alguna potencia de 10. La fracción decimal se determina haciendo la división de la fracción propia. En la tabla ajunta, vemos ejemplos de fracciones propias con sus fracciones decimales equivalentes.

Fracción propia		Fracción decimal		Fracción propia
$\frac{1}{8}$	=	0.125	=	$\frac{125}{1000}$
$\frac{1}{10}$	=	0.1	=	$\frac{1}{10}$
$\frac{3}{4}$	=	0.75	=	$\frac{75}{100}$
$\frac{1}{100}$	=	0.01	=	$\frac{1}{100}$
$\frac{1}{4}$	=	0.25	=	$\frac{25}{100}$

4. Suma de números con decimales Para sumar números con decimales se sigue el mismo procedimiento que para sumar números enteros, sólo que siempre se alinean los puntos decimales en la misma columna. Por ejemplo, para sumar

$$\begin{array}{r} 8.21 \\ +\ 143.1 \\ +\ 0.325 \\ \hline 151.635 \end{array}$$

Al sumar números que expresan unidades de medida debemos estar seguros de que tengan las mismas unidades. Por ejemplo, ¿cuál es la longitud total de tres tramos de tubo de vidrio, que miden 10.0 cm,

125 mm y 8.4 cm? Si tan solo sumáramos los números, obtendríamos 143.4, pero no sabemos qué unidad de medida le corresponde a este resultado. Para sumar estas longitudes en forma correcta se transforma primero 125 mm en 12.5 cm. Con ello, todas las longitudes están expresadas en las mismas unidades y se pueden sumar:

$$\begin{array}{r} 10.0\ \text{cm} \\ 12.5\ \text{cm} \\ \underline{8.4\ \text{cm}} \\ 30.9\ \text{cm} \end{array}$$

5. Resta de números con decimales Para restar números con decimales se sigue el mismo procedimiento que para restar números enteros, pero siempre hay que alinear los puntos decimales en la misma columna. Por ejemplo, para restar 20.60 de 182.49:

$$\begin{array}{r} 182.49 \\ \underline{-\ 20.60} \\ 161.89 \end{array}$$

6. Multiplicación de números con decimales Para multiplicar entre sí dos o más números que contengan decimales, los multiplicamos primero como si fueran números enteros. A continuación, para ubicar el punto decimal en el producto sumamos la cantidad de dígitos a la derecha del punto decimal de todos los números que se multiplicaron. El producto debe tener esa misma cantidad de dígitos a la derecha del punto decimal.

Por ejemplo, para multiplicar 2.05 x 2.05 (con un total de cuatro dígitos a la derecha del punto decimal):

Recuerda: cuando uno de los números es una medida, la respuesta debe ajustarse al número correcto de cifras significativas.

$$\begin{array}{r} 2.05 \\ \underline{\times\ 2.05} \\ 1025 \\ \underline{4100} \\ 4.2025 \end{array}$$ (cuatro dígitos a la derecha del punto decimal)

Presentaremos los siguientes ejemplos:

$14.25 \times 6.01 \times 0.75 = 64.231875$ (seis dígitos a la derecha del punto decimal)
$39.26 \times 60 = 2355.60$ (dos dígitos a la derecha del punto decimal)

7. División de números con decimales Para dividir números que contengan decimales, primero se desplazan los puntos decimales del numerador y del denominador hacia la derecha, tantos lugares como los que se necesiten para que el denominador se convierta en un número entero. El punto decimal se desplaza la misma cantidad de lugares en la misma dirección, tanto en el numerador como en el denominador. Por ejemplo,

$$\frac{136.94}{4.1} = \frac{1369.4}{41}$$

El ajuste del punto decimal en este ejemplo equivale a multiplicar numerador y denominador por 10. Ahora podemos efectuar la división, como de costumbre, y el punto decimal se pone directamente arriba de su posición en el dividendo:

$$\begin{array}{r} 33.4 \\ 41\overline{)1369.4} \\ \underline{123} \\ 139 \\ \underline{123} \\ 164 \\ \underline{164} \end{array} \qquad \frac{0.441}{26.25} = \frac{44.1}{2625} = \begin{array}{r} 0.0168 \\ 2625\overline{)44.1000} \\ \underline{2625} \\ 17850 \\ \underline{15750} \\ 21000 \\ \underline{21000} \end{array}$$

Los ejemplos anteriores sólo son una guía de los principios que se usan para realizar las diversas operaciones matemáticas. Sin duda existen otros métodos que el alumno descubrirá cuando tenga experiencia. Todo estudiante de química debe aprender a usar una calculadora para resolver sus pro-

blemas matemáticos. El uso de la calculadora ahorra muchas horas de largos cálculos a mano. Después de resolver un problema, el alumno debe comprobar que no haya errores, evaluando la respuesta para ver si es lógica y consistente con los datos que se le dieron.

8. Ecuaciones algebraicas Muchos problemas matemáticos que se manejan en la industria siguen las formas algebraicas de abajo. La resolución de los problemas se simplifica despejando el término deseado en un lado de la ecuación. Este reacomodo se lleva a cabo manejando ambos lados de la ecuación de un modo idéntico, hasta que quede aislado el término que se desee:

(a) $a = \frac{b}{c}$

Para despejar b, multiplicamos ambos lados de la ecuación por c:

$$a \times c = \frac{b}{\cancel{c}} \times \cancel{c}$$

$$b = a \times c$$

Para despejar c, multiplicamos ambos lados de la ecuación por $\frac{c}{a}$:

$$\cancel{a} \times \frac{c}{\cancel{a}} = \frac{b}{\cancel{c}} \times \frac{\cancel{c}}{a}$$

$$c = \frac{b}{a}$$

(b) $\frac{a}{b} = \frac{c}{d}$

Para despejar a, multiplicamos ambos lados de la ecuación por b:

$$\frac{a}{\cancel{b}} \times \cancel{b} = \frac{c}{d} \times b$$

$$a = \frac{c \times b}{d}$$

Para despejar b, multiplicamos ambos lados de la ecuación por $\frac{b \times d}{c}$:

$$\frac{a}{\cancel{b}} \times \frac{\cancel{b} \times d}{c} = \frac{\cancel{c}}{\cancel{d}} \times \frac{b \times \cancel{d}}{\cancel{c}}$$

$$b = \frac{a \times d}{c}$$

(c) $a \times b = c \times d$

Para despejar a, dividimos ambos lados de la ecuación entre b:

$$\frac{a \times \cancel{b}}{\cancel{b}} = \frac{c \times d}{b}$$

$$a = \frac{c \times d}{b}$$

(d) $\frac{b - c}{a} = d$

Para despejar b, multiplicamos primero ambos lados de la ecuación por a:

$$\frac{\cancel{a}(b - c)}{\cancel{a}} = d \times a$$

$$b - c = d \times a$$

A continuación, sumamos c en ambos lados de la ecuación:

$$b - \cancel{c} + \cancel{c} = d \times a + c$$

$b = (d \times a) + c$

Cuando $a = 1.8$, $c = 32$ y $d = 35$,

$b = (35 \times 1.8) + 32 = 63 + 32 = 95$

9. Exponentes, potencias de 10, expresiones con números grandes y pequeños En las mediciones y en los cálculos científicos nos encontramos, con frecuencia, con números muy grandes y muy pequeños; por ejemplo, 0.00000384 y 602 000 000 000 000 000 000 000. Es molesto escribirlos y desagradable trabajar con ellos, en especial en los cálculos. Un método cómodo de expresar estos números grandes y pequeños en forma simplificada es usando exponentes o potencias de 10. A este método se le llama **notación científica** o **notación exponencial.**

notación científica

notación exponencial

exponente

Un **exponente** es un número que se escribe como superíndice de otro número. Con frecuencia, los exponentes se llaman potencias de números. La palabra potencia indica cuántas veces se usa el número como factor. En el número 10^2, el exponente es 2 y el número indica 10 elevado al cuadrado, o 10 a la segunda potencia, o $10 \times 10 = 100$. Otros tres ejemplos son los siguientes:

$$3^2 = 3 \times 3 = 9$$
$$3^4 = 3 \times 3 \times 3 \times 3 = 81$$
$$10^3 = 10 \times 10 \times 10 = 1000$$

Para facilitar su escritura, los números grandes y pequeños se expresan como potencias de 10. Se usan las potencias de 10 porque la multiplicación o la división por 10 es igual que desplazar el punto decimal un lugar. Así, un número multiplicado por 10^1 se obtiene corriendo el punto decimal un lugar hacia la derecha; por 10^2, dos lugares a la derecha; por 10^{-2}, dos lugares hacia la izquierda. Para expresar un número en potencias de 10 se desplaza el punto decimal en el número original hasta un nuevo lugar, tal que el valor del número obtenido esté entre 1 y 10. Este nuevo número decimal se multiplica por 10 elevado a la potencia adecuada. Por ejemplo, para escribir 42 389 en forma exponencial, el punto decimal se coloca entre el 4 y el 2 (4.2389) y el número obtenido se multiplica por 10^4; así, el número es 4.2389×10^4

$$\underset{4\,3\,2\,1}{42{,}389} = 4.2389 \times 10^4$$

El exponente de 10, que es 4, nos dice la cantidad de lugares que se ha desplazado el punto decimal desde su posición original. Si el punto decimal se corrió hacia la izquierda, el exponente es un número positivo; si se movió hacia la derecha, es un número negativo. Para expresar el número 0.00248 en notación científica (como potencia de 10), el punto decimal se desplaza tres lugares hacia la derecha; por consiguiente, el exponente de 10 es -3 y el número es 2.48×10^{-3}.

$$\underset{1\,2\,3}{0.00248} = 2.48 \times 10^{-3}$$

Estudia los ejemplos siguientes:

$$1237 = 1.237 \times 10^3$$
$$988 = 9.88 \times 10^2$$
$$147.2 = 1.472 \times 10^2$$
$$2\,200\,000 = 2.2 \times 10^6$$
$$0.0123 = 1.23 \times 10^{-2}$$
$$0.00005 = 5 \times 10^{-5}$$
$$0.000368 = 3.68 \times 10^{-4}$$

Los exponentes en la multiplicación y en la división. El uso de potencias de 10 en la multiplicación y en la división simplifica mucho el ubicar al punto decimal en la respuesta. En la multiplicación, se transforman primero todos los números en potencias de 10; a continuación se multiplica la parte numérica de forma normal y por último se suman algebraicamente los exponentes de 10, expresándolos como potencia de 10 en el producto. En la multiplicación, los exponentes (que son las potencias de 10) se suman algebraicamente.

$10^2 \times 10^3 = 10^{(2+3)} = 10^5$

$10^2 \times 10^2 \times 10^{-1} = 10^{(2+2-1)} = 10^3$

Multiplicar:	$40\,000 \times 4200$
Transformar a potencias de 10:	$4 \times 10^4 \times 4.2 \times 10^3$
Reordenar:	$4 \times 4.2 \times 10^4 \times 10^3$
	$16.8 \times 10^{(4+3)}$
	16.8×10^7, o sea 1.68×10^8 (respuesta)

Multiplicar: 380×0.00020

$3.80 \times 10^2 \times 2.0 \times 10^2 \times 10^{-4}$

$3.80 \times 2.0 \times 10^2 \times 10^{-4}$

$7.6 \times 10^{(2-4)}$

7.6×10^{-2}, o sea $16.8 \times 10^{(4+3)}$ 0.076 (Respuesta)

Multiplicar: $125 \times 284 \times 0.150$

$1.25 \times 10^2 \times 2.84 \times 10^2 \times 1.50 \times 10^{-1}$

$1.25 \times 2.84 \times 1.50 \times 10^2 \times 10^2 \times 10^{-1}$

$5.325 \times 10^{(2+2-1)}$

5.33×10^3 (Respuesta)

En la división, después de transformar los números en potencias de 10, se pasa el 10 con su exponente del denominador al numerador y se cambia el signo del exponente. La división se lleva a cabo como de costumbre y se evalúa la potencia de 10. A continuación, presentamos una demostración de la equivalencia de cambiar la potencia de 10 del denominador al numerador:

$$1 \times 10^{-2} = 0.01 = \frac{1}{100} = \frac{1}{10^2} = 1 \times 10^{-2}$$

En la división, se cambia el o los signos del o los exponentes de 10 en el denominador y se cambia el 10 con su o sus exponentes al numerador. A continuación, se suman todos los exponentes de 10. Por ejemplo,

$$\frac{10^5}{10^3} = 10^5 \times 10^{-3} = 10^{(5-3)} = 10^2$$

$$\frac{10^3 \times 10^4}{10^{-2}} = 10^3 \times 10^4 \times 10^2 = 10^{(3+4+2)} = 10^9$$

10. Cifras significativas en los cálculos El resultado de un cálculo basado en mediciones experimentales no puede ser más exacto que la medición que tenga la mayor incertidumbre. (Para más explicaciones ve la sección 2.5.)

Suma y resta El resultado de una suma o resta no debe contener más dígitos a la derecha del punto decimal, que las que haya en la cantidad que tiene la menor cantidad de dígitos a la derecha del punto decimal.

Se lleva a cabo la operación indicada y después se redondea el resultado a la cantidad adecuada de cifras significativas.

142.8 g	
18.843 g	93.45 mL
36.42 g	-18.0 mL
198.063 g	74.45 mL
198.1 g (Respuesta)	75.5 mL (Respuesta)

Multiplicación y división En cálculos donde intervienen multiplicaciones y, o divisiones, la respuesta debe tener la misma cantidad de cifras significativas que la medición con menor cantidad de cifras significativas. En la multiplicación o en la división, el lugar del punto decimal no tiene que ver con la cantidad de cifras significativas de la respuesta. Estudia los ejemplos siguientes:

	Redondear a
$2.05 \times 2.05 = 4.2025$	4.20
$18.48 \times 5.2 = 96.096$	96
$0.0126 \times 0.020 = 0.000252$ o sea $1.26 \times 10^{-2} \times 2.0 \times 10^{-2} = 2.520 \times 10^{-4}$	2.5×10^{-4}
$\frac{1369.4}{41} = 33.4$	33
$\frac{2268}{4.20} = 540.$	540.

11. Análisis dimensional En química, hay muchos problemas que se pueden resolver con facilidad mediante el análisis dimensional, usando el método de identificación de factor o del factor de conversión. El análisis dimensional implica el uso de las unidades adecuadas de dimensión para todos los factores que se multiplican, dividen, suman o restan, cuando se plantea y se resuelve un problema. Las dimensiones son cantidades físicas, como la longitud, la masa y el tiempo, que se expresan en unidades, como centímetros, gramos y segundos, respectivamente. Para resolver un problema, esas unidades se manejan matemáticamente como si fueran números, con lo cual se obtiene una respuesta que tiene las unidades dimensionales correctas.

Una medición o cantidad expresada en un tipo de unidades se puede convertir a cualquier otro tipo de unidades que tengan la misma dimensión. Para pasar de un tipo de unidades a otro, la cantidad o medición original se multiplica o divide por un factor de conversión. La clave del éxito está en elegir el factor de conversión correcto. Este método general de cálculo se ilustra en los ejemplos que siguen.

Supongamos que queremos transformar 24 pies en pulgadas. Necesitamos multiplicar 24 pies por un factor de conversión que tenga pies y pulgadas. Podemos escribir dos factores de conversión que relacionen pulgadas con pies:

$$\frac{12 \text{ pulg}}{1 \text{ pie}} \quad \text{o bien} \quad \frac{1 \text{ pie}}{12 \text{ pulg}}$$

Escogemos el factor que anule matemáticamente a los pies y queda la respuesta en pulgadas. Observa que las unidades se manejan del mismo modo que los números, multiplicándolos o dividiéndolos como sea necesario. Entonces, surgen dos posibilidades para transformar 24 pies en pulgadas:

$$24 \cancel{\text{pies}} \times \frac{12 \text{ pulg}}{1 \cancel{\text{pie}}} \quad \text{o bien} \quad 24 \text{ pies} \times \frac{1 \text{ pie}}{12 \text{ pulg}}$$

En el primer caso, que es el método correcto, los pies del numerador y del denominador se simplifican y queda la respuesta 288 pulg. En el segundo caso, las unidades de la respuesta serían $\text{pies}^2/\text{pulg}$, y esa respuesta sería 2.0 $\text{pies}^2/\text{pulg}$. En el primer caso, la respuesta es razonable, porque está expresada en unidades que tienen las dimensiones adecuadas. Esto es, la dimensión de longitud, expresada en pies se ha transformado en longitud expresada en pulgadas, de acuerdo con la expresión matemática

$$\cancel{\text{pies}} \times \frac{\text{pulg}}{\cancel{\text{pies}}} = \text{pulg}$$

En el segundo caso, la respuesta no es razonable, porque las unidades, que son $\text{pies}^2/\text{pulg}$, no son unidades de longitud. Por consiguiente, la respuesta es incorrecta. Las unidades son el factor directriz hacia la conversión correcta.

La razón por la que podemos multiplicar 24 pies por 12 pulg/pie, sin cambiar el valor de la medición es que el factor de conversión se ha derivado de dos cantidades equivalentes. Por consiguiente, el factor de conversión, 12 pulg/pie, es igual a uno. Cuando se multiplica cualquier factor por 1, no cambia ese valor:

$$12 \text{ pulg} = 1 \text{ pie} \quad \text{y} \quad \frac{12 \text{ pulg}}{1 \text{ pie}} = 1$$

Como ejemplo, transformaremos 16 kg en miligramos. En este problema, lo mejor es proceder como sigue:

$$\textbf{kg} \longrightarrow \textbf{g} \longrightarrow \textbf{mg}$$

Los factores de conversión posibles son

$$\frac{1000\ \text{g}}{1\ \text{kg}} \quad \text{o} \quad \frac{1\ \text{kg}}{1000\ \text{g}} \qquad \frac{1000\ \text{mg}}{1\ \text{g}} \quad \text{o} \quad \frac{1\ \text{g}}{1000\ \text{mg}}$$

Usaremos el factor de conversión que deje la unidad correcta en cada paso, lista para la siguiente conversión. El cálculo es

$$16\ \cancel{\text{Kg}} \times \frac{1000\ \cancel{\text{g}}}{1\ \cancel{\text{Kg}}} \times \frac{1000\ \text{mg}}{1\ \cancel{\text{g}}} = 1.6 \times 10^{-7}\ \text{mg}$$

Hay muchos problemas que se pueden resolver mediante una secuencia de pasos donde intervengan factores de conversión de unidades. Este método básico y poderoso por la resolución de problemas, junto con un planteo claro y ordenado de los datos, conducirá a las respuestas correctas que tengan las unidades correctas, originará menos errores y producirá grandes ahorros en tiempo.

12. Representación gráfica de los datos Con frecuencia, el método más conveniente para presentar o mostrar un conjunto de datos es una gráfica. Existen varios tipos de gráficas, pero el más común es el que utiliza un conjunto de coordenadas horizontales y verticales para indicar la relación entre dos variables. Se llama gráfica *x-y*, porque los datos de una variable se representan en el eje horizontal, o eje *x* (abscisas), y los de la otra variable se representan en el eje vertical, o eje *y* (ordenadas). Ve la figura I.1.

Como ejemplo específico de lo que es una gráfica sencilla, trazaremos la relación entre las escalas de temperatura Celsius y Fahrenheit. Supondremos, inicialmente, que sólo contamos con la información de la tabla siguiente:

°C	°F
0	32
50	122
100	212

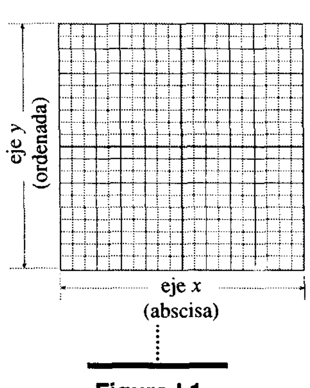


Figura I.1

En un conjunto de coordenadas horizontales y verticales (papel milimétrico), definimos, cuando menos, 100 grados Celsius en el eje *x* y —también cuando menos— 212 grados Fahrenheit en el eje *y*. Localizamos y marcamos los tres puntos que corresponden a las tres temperaturas citadas y trazamos una recta que una a esos puntos (ve la Fig. I.2).

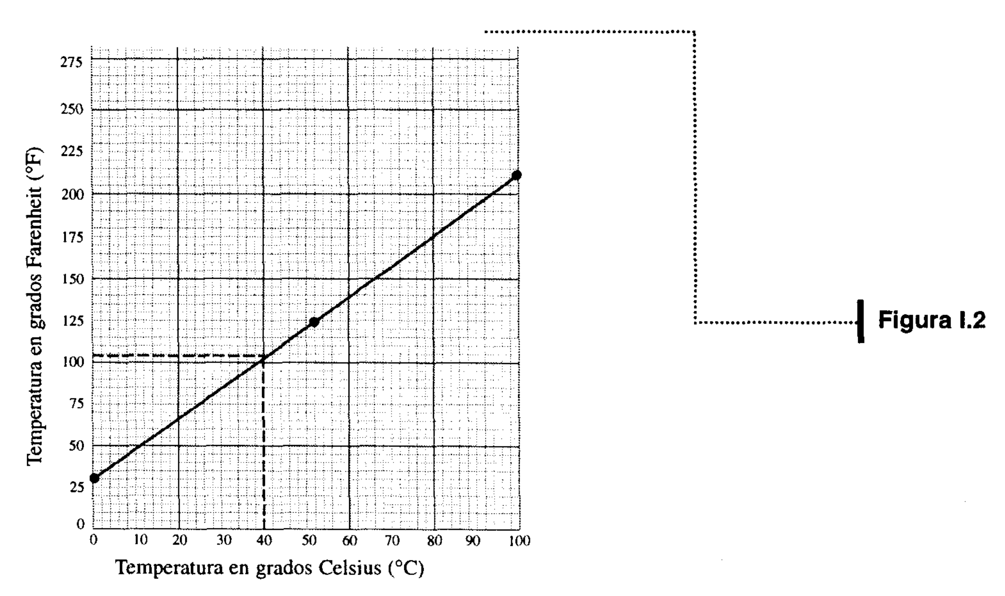


Figura I.2

Veamos cómo localizar un punto en la gráfica: con los datos 50 °C-122 °F trazamos una recta hacia arriba, partiendo de 50 °C en el eje x y una recta horizontal que pase por 122 °F en el eje y y marcamos el punto de intersección de las dos líneas. A este proceso se le llama *graficación*. Los otros dos puntos se marcan en la gráfica del mismo modo. [*Nota*: la cantidad de grados por cada división de la escala se escogió para dar como resultado una gráfica de tamaño adecuado. En este caso hay 5 grados Fahrenheit por división vertical de escala y 2 grados Celsius por división horizontal de escala].

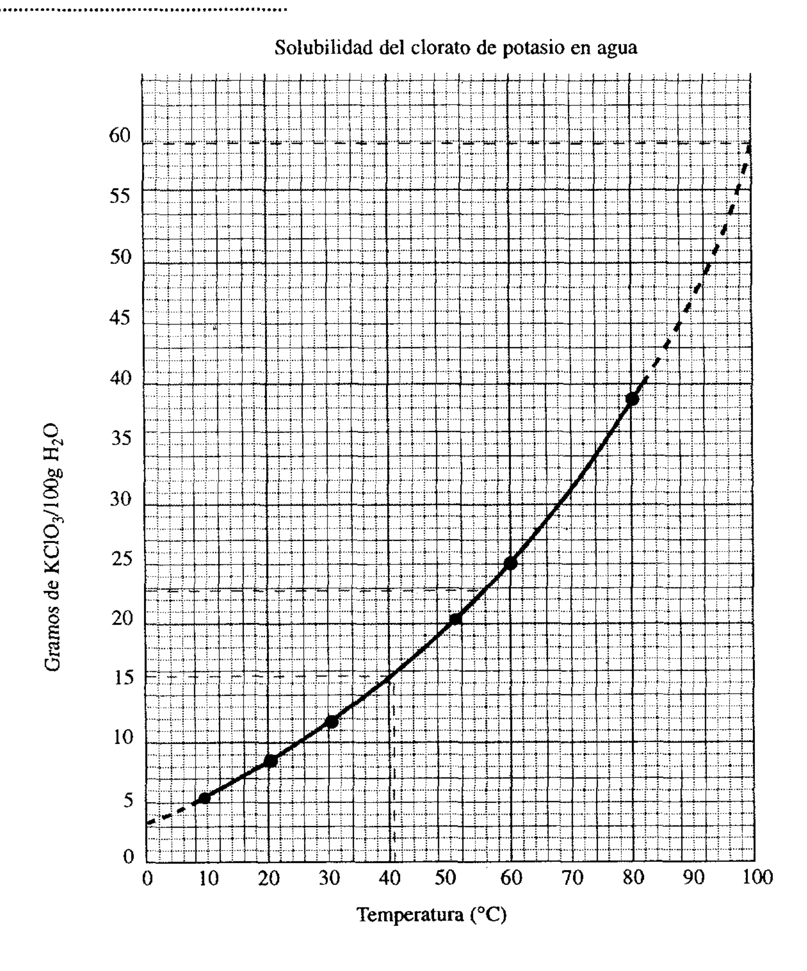
La gráfica de la figura I.2 muestra que la relación entre la temperatura Celsius y la temperatura Fahrenheit es la de una línea recta. La temperatura Fahrenheit que corresponde a cualquier temperatura Celsius entre 0 y 100 ° se puede determinar con esa gráfica. Por ejemplo, para determinar la temperatura Fahrenheit que corresponde a 40 °C, trazamos una línea vertical que pase por 40 °C en el eje x y llegue a la línea de nuestra gráfica. A continuación, trazamos una línea horizontal desde este punto en la gráfica que llegue al eje y y ahí leemos la temperatura Fahrenheit correspondiente, 104 °F. Ve las líneas de puntos de la figura I.2. A su vez, la temperatura Celsius que corresponda a cualquier temperatura Fahrenheit entre 32 y 212 ° se puede determinar con la gráfica, trazando una línea horizontal que comience en la temperatura Fahrenheit y que llegue a la línea de la gráfica, y leyendo la temperatura correspondiente en la escala Celsius directamente abajo del punto de intersección.

La relación matemática entre las temperaturas Fahrenheit y Celsius se expresa mediante la ecuación °F = 1.8 x °C + 32. La figura I.2 es una gráfica de esta ecuación. Como la gráfica es una recta, se puede prolongar indefinidamente hacia ambos extremos. Se puede trazar la gráfica de cualquier temperatura en Celsius en función de la temperatura Fahrenheit correspondiente, tan solo prolongando las escalas a lo largo de ambos ejes.

La figura I.3 es una gráfica que muestra la solubilidad del clorato de potasio en agua a diversas temperaturas. La curva de solubilidad, que es esta gráfica, se trazó a partir de los datos de la tabla adjunta.

Temperatura (°C)	Solubilidad (g $KClO_3$/100 g de agua)
10	5.0
20	7.4
30	10.5
50	19.3
60	24.5
80	38.5

Figura I.3



A diferencia de la relación de temperaturas Celsius-Fahrenheit, no hay ecuación matemática sencilla que describa la relación exacta entre la temperatura y la solubilidad del clorato de potasio[1]. La gráfica de la figura I.3 se trazó a partir de solubilidades determinadas experimentalmente a las seis temperaturas indicadas. Esas solubilidades están, todas, en la curva uniforme que se trazó con la parte de línea continua de la gráfica. Por consiguiente, confiamos en que esa línea continua representa una aproximación muy buena a los datos de solubilidad del clorato de potasio dentro del intervalo de temperatura de 10 a 80 °C. Todos los puntos sobre la curva trazada representan las composiciones de las soluciones saturadas. Cualquier punto abajo de la curva representa una solución no saturada.

Las partes de la curva que se trazaron con línea interrumpida son *extrapolaciones*; esto es, prolongaciones de la curva arriba y abajo del intervalo de temperaturas realmente representado por los datos graficados de solubilidad. Las curvas como ésta con frecuencia se extrapolan una corta distancia más allá del intervalo de los datos conocidos, aunque las partes extrapoladas pueden no ser muy exactas. La extrapolación sólo se justifica cuando se carece de información fidedigna.

Se puede emplear con toda confianza la gráfica de la figura I.3 para obtener la solubilidad del $KClO_3$ a cualquier temperatura entre 10 y 80 °C, pero las solubilidades entre 0 y 10 °C y entre 80 y 100 °C son menos confiables. Por ejemplo, ¿cuál es la solubilidad del $KClO_3$ a 55 °C, a 40 °C y a 100 °C?

Primero, trazamos una línea vertical que vaya desde cada temperatura hasta la curva de solubilidad de la gráfica. A continuación, trazamos una línea horizontal, hasta el eje de la solubilidad, que comience en cada uno de los puntos intersectados de la curva y leemos las solubilidades correspondientes. Los valores que obtenemos así son

55 °C	22.0 g de $KClO_3$/100 g de agua
40 °C	14.2 g de $KClO_3$/100 g de agua
100 °C	59. g de $KClO_3$/100 g de agua

Es probable que de estas solubilidades, la de 55 °C sea la más confiable, porque hay puntos experimentales graficados a 50 °C y a 60 °C. La solubilidad a 40 °C es un poco menos confiable, porque los puntos dibujados en la gráfica más cercanos están en 30 °C y en 50 °C. La solubilidad a 100 °C es la menos confiable de las tres, porque se determinó en la parte extrapolada de la curva, y el punto en la gráfica más cercano está en 80 °C. Los valores reales de solubilidad, según un manual, son 14.0 g y 57.0 g de $KClO_3$/100 g de agua a 40 °C y a 100 °C, respectivamente.

La gráfica de la figura I.3 también se puede emplear para determinar si una solución es saturada o no saturada. Por ejemplo, una solución contiene 15 g de $KClO_3$/100 g de agua y su temperatura es 55 °C. Esa solución, ¿es saturada o no saturada? *Respuesta:* la solución es no saturada, porque el punto que corresponde a 15 g y 55 °C en la gráfica queda abajo de la curva de solubilidad. Todos los puntos que están abajo de la curva representan soluciones no saturadas.

[1] N. del T.: Sin embargo, se pueden determinar ecuaciones aproximadas aplicando métodos de correlación, que esperamos que el alumno aprenda en sus clases futuras de matemáticas o estadística. Hoy estas relaciones numéricas se aplican mucho más, por la tendencia general a elaborar programas de cómputo. En este caso, una ecuación aproximada puede ser $g/l = 8.8067 \times 10^{-6}\ (°C)^2 + 0.15 \times °C + 3.17$.

Apéndice II

Presiones del vapor de agua a diversas temperaturas

Temperatura (°C)	Presión de vapor (torr)	Temperatura (°C)	Presión de vapor (torr)
0	4.6	26	25.2
5	6.5	27	26.7
10	9.2	28	28.3
15	12.8	29	30.0
16	13.6	30	31.8
17	14.5	40	55.3
18	15.5	50	92.5
19	16.5	60	149.4
20	17.5	70	233.7
21	18.6	80	355.1
22	19.8	90	525.8
23	21.2	100	760.0
24	22.4	110	1074.6
25	23.8		

Apéndice III
Unidades de medida

Constantes físicas

Constante	Símbolo	Valor
Unidad de masa atómica	uma	1.6606×10^{-27} kg
Número de Avogadro	N	6.022×10^{23}/mol
Constante de los gases	R (en condiciones normales)	0.08205 L atm/K mol
Masa de un electrón	m_e	9.11×10^{-31} kg 5.486×10^{-4} uma
Masa de un neutrón	m_n	1.675×10^{-27} kg 1.00866 uma
Masa de un protón	m_p	1.673×10^{-27} kg 1.00728 uma
Velocidad de la luz	c	2.997925×10^{8} m/s

Unidades SI y factores de conversión

Longitud		Masa	
Unidad SI: metro (m)		Unidad SI: kilogramo (kg)	
1 metro	= 1.0936 yardas	1 kilogramo	= 1000 gramos
1 centímetro	= 0.3937 pulgadas		= 2.20 libras
1 pulgada	= 2.54 centímetros (exactamente)	1 libra	= 453.59 gramos
			= 0.45359 kilogramos
1 kilómetro	= 0.62137 millas		= 16 onzas
1 milla	= 5280 pies	1 ton	= 2000 libras
	= 1.609 kilómetros		= 907.185 kilogramos
1 angstrom	= 10^{-10} metro	1 onza	= 28.3 gramos
		1 unidad de masa atómica	= 1.6606×10^{-27} kilogramos

Volumen		Temperatura	
Unidad SI: metro cúbico (m^3)		Unidad SI: kelvin (K)	
1 litro	= 10^{-3} m^3	0 K	= -273.15 °C
	= 1 dm^3		= -459.67°F
	= 1.0567 cuarto de galón	K	= °C + 273.15
1 galón	= 4 cuartos de galón	°C	= $\frac{°F - 32}{1.8}$
	= 8 pintas	°F	= 1.8(°C) + 32
	= 3.785 litros	°F	= 1.8(°C + 40) - 40
1 cuarto de galón	= 32 onzas fluidas		
	= 0.946 litros		
1 onza fluida	= 29.6 mililitros		

Energía		Presión	
Unidad SI: joule (J)		Unidad SI: pascal (Pa)	
1 joule	= 1 kg m^2/s^2	1 pascal	= 1 kg/ms^2
	= 0.23901 caloría	1 atmósfera	= 101.325 kilopascales
1 caloría	= 4.184 joules		= 760 torr (mm Hg)
			= 14.70 libras por pulgada cuadrada (psi)

Apéndice IV

Tabla de solubilidades

	F^-	Cl^-	Br^-	I^-	O^{2-}	S^{2-}	OH^-	NO_3^-	CO_3^{2-}	SO_4^{2-}	$C_2H_3O_2^-$
H^+	*S*	*S*	*S*	*S*	*S*	*s*	*S*	*S*	*s*	*S*	*S*
Na^+	*S*	*S*	*S*	*S*	*S*	*S*	*S*	*S*	*S*	*S*	*S*
K^+	*S*	*S*	*S*	*S*	*S*	*S*	*S*	*S*	*S*	*S*	*S*
NH_4^+	*S*	*S*	*S*	*S*	—	*S*	*S*	*S*	*S*	*S*	*S*
Ag^+	*S*	*I*	*I*	*I*	*I*	*I*	—	*S*	*I*	*I*	*I*
Mg^{2+}	*I*	*S*	*S*	*S*	*I*	*d*	*I*	*S*	*I*	*S*	*S*
Ca^{2+}	*I*	*S*	*S*	*S*	*I*	*d*	*I*	*S*	*I*	*I*	*S*
Ba^{2+}	*I*	*S*	*S*	*S*	*s*	*d*	*S*	*S*	*I*	*I*	*S*
Fe^{2+}	*s*	*S*	*S*	*S*	*I*	*I*	*I*	*S*	*s*	*S*	*S*
Fe^{3+}	*I*	*S*	*S*	—	*I*	*I*	*I*	*S*	*I*	*S*	*I*
Co^{2+}	*S*	*S*	*S*	*S*	*I*	*I*	*I*	*S*	*I*	*S*	*S*
Ni^{2+}	*s*	*S*	*S*	*S*	*I*	*I*	*I*	*S*	*I*	*S*	*S*
Cu^{2+}	*s*	*S*	*S*	—	*I*	*I*	*I*	*S*	*I*	*S*	*S*
Zn^{2+}	*s*	*S*	*S*	*S*	*I*	*I*	*I*	*S*	*I*	*S*	*S*
Hg^{2+}	*d*	*S*	*I*	*I*	*I*	*I*	*I*	*S*	*I*	*d*	*S*
Cd^{2+}	*s*	*S*	*S*	*S*	*I*	*I*	*I*	*S*	*I*	*S*	*S*
Sn^{2+}	*S*	*S*	*S*	*s*	*I*	*I*	*I*	*S*	*I*	*S*	*S*
Pb^{2+}	*I*	*I*	*I*	*I*	*I*	*I*	*I*	*S*	*I*	*I*	*S*
Mn^{2+}	*s*	*S*	*S*	*S*	*I*	*I*	*I*	*S*	*I*	*S*	*S*
Al^{3+}	*I*	*S*	*S*	*S*	*I*	*d*	*I*	*S*	—	*S*	*S*

Clave: *S* = soluble en agua
s = ligeramente soluble en agua
I = insoluble en agua (menos de 1 g/100 g de H_2O)
d = se descompone en agua

Apéndice V

Respuestas a preguntas y ejercicios con número par

Capítulo 2

2. 7.6 cm
4. El más denso, que es el mercurio, al fondo, y el menos denso, que es la glicerina, en la parte superior. En la probeta, el magnesio metálico se hunde en la glicerina y flota en el mercurio.
6. 0.789 g/mL < hielo < 0.91 g/mL
8. $D = m/V$ gravedad específica = $\frac{d_{\text{sustancia}}}{d_{\text{agua}}}$
10. Una persona delgada pesa más en agua que una persona obesa y tiene mayor densidad.
12. **Regla 1.** Cuando el primer dígito después de los que se desean retener es 4 o menos, ese dígito y todos los que le siguen a la derecha se eliminan. El último dígito que se retiene no cambia. **Regla 2.** Cuando el primer dígito después de los que se desean retener es 5 o mayor, ese dígito y todos los que le siguen a la derecha se eliminan. El último dígito que queda se aumenta 1 unidad.
14. Las afirmaciones correctas son: a, c, d, e, g, h, i, j, l, n, p, q.
16. (a) mg (d) dm
    (b) kg (e) Å
    (c) m (f) µL
18. (a) no significativo d) significativo
    (b) significativo e) significativo
    (c) no significativo f) significativo
20. (a) 40.0 (3) (c) 129,042 (6)
    (b) 0.081 (2) (d) 4.090×10^{-3} (4)
22. (a) 8.87 (c) 130.(1.30×10^2)
    (b) 21.3 (d) 2.00×10^6
24. (a) 4.56×10^{-2} (c) 4.030×10^1
    (b) 4.0822×10^3 (d) 1.2×10^7
26. (a) 28.1 (d) 2.010×10^3
    (b) 58.5 (e) 2.49×10^{-4}
28. (a) $\frac{1}{4}$ (c) $1\frac{2}{3}$ o $\frac{5}{3}$
    (b) $\frac{5}{8}$ (d) $\frac{8}{9}$
30. (a) 100
    (b) 4.6 mL
    (c) 22
32. (a) 4.5×10^8 Å (e) 6.5×10^5 mg
    (b) 1.2×10^{-6} cm (f) 5.5×10^3 g
    (c) 8.0×10^6 mm (g) 468 mL
    (d) 0.164 g (h) 9.0×10^{-3} mL
34. (a) 117 pies (d) 4.3×10^4 g
    (b) 10.3 mi (e) 75.7 L
    (c) 7.4×10^4 mm^3 (f) 1.3×10^3 m^3
36. 50. pies/s
38. 0.102 km/s
40. 5.0×10^2 s
42. 3×10^4 mg
44. 3.0×10^3 colibríes igualan la masa de un cóndor.
46. $2800
48. 57 L
50. 160 L
52. 4×10^5 m^2
54. 5 gal
56. 113 °F; es verano
58. (a) 90.°F (c) 546 K
    (b) -22.6°C (d) -300 K
60. -11.4°C = 11.4°F
62. 3.12 g/mL
64. 1.28 g/mL
66. 3.40×10^2 g
68. 7.0 lb
70. Sí; 116.5 L de solución adicional
72. -15°C > 4.5°F
74. B es 14 mL mayor que A.
76. 76.9 g
78. 3.57×10^3 g
80. El recipiente debe contener, cuando menos, 50 mL.
82. La barra no es de oro puro.
84. 0.842 g/mL

Capítulo 3

2. (a) Las fuerzas de atracción entre las partículas elementales de un sólido (átomos, iones o moléculas) son suficientemente fuertes como para mantener a esas partículas en una posición fija dentro del sólido y, por consiguiente, para mantener al sólido con una forma definida. Las fuerzas de atracción entre las partículas elementales de un líquido (por lo general moléculas) son suficientemente grandes como para mantenerlas juntas (evitando que el líquido se gasifique rápidamente), pero no son lo suficientemente intensas como para mantener a las partículas en posiciones fijas (como en un sólido).
   (b) Las partículas elementales en un líquido están empacadas muy cerca una de otras (esencialmente en contacto entre sí) y por ello el volumen del líquido a determinada temperatura es fijo. Pero las partículas elementales de un gas están relativamente alejadas y son esencialmente independientes entre sí. En consecuencia, el gas no tiene un volumen definido.

(c) En un gas, las partículas están relativamente alejadas y se comprimen con facilidad; pero en un sólido, las partículas están muy empacadas entre sí; el sólido es virtualmente incompresible.

4. mercurio y agua

6. Hay tres fases

8. Un sistema que sólo contiene una sustancia no necesariamente es homogéneo.

10. 30 g de Si/1 g de H. Hay más átomos de Si que de H.

12.

P	Na
Al	N
H	Ni
K	Ag
Mg	Pu

14.

sodio	plata
potasio	tungsteno
hierro	oro
antimonio	mercurio
estaño	plomo

16. En un elemento todos los átomos son iguales, mientras que un compuesto contiene dos o más elementos que están combinados químicamente. Los compuestos se pueden desdoblar en sustancias más simples, mientras que los elementos no.

18. 7 metales 1 metaloide 2 no metales

20. aurum

22. Un *compuesto* está formado por dos o más elementos combinados químicamente en proporción gravimétrica definida. Sus propiedades son distintas de las de sus componentes. Una *mezcla* es la combinación física de dos o más sustancias, no necesariamente elementos. La composición puede variar y las sustancias pueden retener sus propiedades y se pueden separar por medios físicos.

24. propiedades físicas y químicas características.

26. Los cationes son positivos y los aniones son negativos.

28. Los homogéneos son de una fase y los heterogéneos tienen dos o más fases.

30. (a) H_2 (c) HCl (e) NO

32. El fierroesponja se oxida con facilidad. Durante este proceso se genera hidrógeno, que se almacena. El fierroesponja se puede regenerar a partir del óxido que se formó y el proceso se puede repetir indefinidamente.

34. Carbón activado - destilación destructiva de la madera.
Carbón de huesos - destilación destructiva de huesos o desechos.
Negro de humo - residuo de combustión de gas natural.

36. Las afirmaciones correctas son: c, f, g, j, m, o, q, t, u, w, x, y.

38. (a) magnesio, bromo
(b) carbono, cloro
(c) hidrógeno, nitrógeno, oxígeno
(d) bario, azufre, oxígeno
(e) aluminio, fósforo, oxígeno

40. (a) $AlBr_3$ (c) $PbCrO_4$
(b) CaF_2 (d) C_6H_6

42. (a) 1 átomo de Al, 3 átomos de Br
(b) 1 átomo Ni, 2 átomos de N, 6 átomos de O
(c) 12 átomos C, 22 átomos H, 11 átomos O

44. (a) 2 átomos (d) 5 átomos
(b) 2 átomos (e) 17 átomos
(c) 9 átomos

46. (a) 2 átomos de H (d) 4 átomos de H
(b) 6 átomos de H (e) 8 átomos de H
(c) 12 átomos de H

48. (a) elemento (c) elemento
(b) compuesto (d) mezcla

50. (a) mezcla (c) mezcla
(b) elemento (d) compuesto

52. (a) HO
(b) C_2H_6O
(c) $Na_2Cr_2O_7$

54. No. Los únicos elementos líquidos comunes a temperatura ambiente son el mercurio y el bromo.

56. 75% de sólidos

58. 420 átomos

60. 40 átomos de H

62. (a) magnesio, manganeso, molibdeno, mendelevio, mercurio.
(b) carbono, fósforo, azufre, selenio, yodo, astatino, boro.
(c) sodio, potasio, hierro, plata, estaño, antimonio.

64. (a) Cuando la temperatura disminuye, la densidad aumenta.
(b) 1.28 g/L, 1.17 g/L, 1.08 g/L

Capítulo 4

2. Sólido

4. El agua desaparece. Aparece gas sobre cada electrodo y en forma de burbujas en la solución.

6. Siempre se forma una sustancia nueva durante un cambio químico, pero nunca se forma durante los cambios físicos.

8. El paquete de calor contiene una solución de acetato de sodio o de tiosulfato de sodio. Se agrega un pequeño cristal al oprimir una esquina de la bolsa, o al doblar un activador metálico pequeño. La solución cristaliza y se desprende calor a los alrededores. Para volver a usarlo, se calienta en agua hirviendo hasta que se disuelven los cristales. A continuación, se enfría lentamente y se guarda hasta que se necesite.

10. La energía potencial es la energía de posición. La energía cinética es la que posee la materia debido a su movimiento.

12. Las afirmaciones correctas son: a, f, h, i.

14. (a) químico (d) químico
(b) físico (e) químico
(c) físico (f) físico

16. El alambre de cobre, como el de platino, adquirió un color rojo incandescente al calentarlo. Al enfriarlo, había aparecido una sustancia nueva, el óxido negro de cobre (II).

18. Reactivo: agua
Productos: hidrógeno, oxígeno

20. la transformación de energía cinética en energía térmica

22. (a) + (d) +
(b) – (e) –
(c) –

24. 2.2×10^3 J

26. 5.03×10^{-2} J/g °C

28. 5 °C

30. 29.1 °C

32. 45.7 g de carbón
34. 656 °C
36. 16.7 °C
38. 6:06 y 54 s
40. A la misma rapidez
42. El mercurio y el azufre reaccionan para formar un compuesto, ya que las propiedades del producto son distintas a las de cualquiera de los reactivos.

Capítulo 5

2. Un neutrón es, aproximadamente, 1840 veces más pesado que un electrón.
4. Un átomo es eléctricamente neutro. Un ion tiene carga.
6. Un dulce salvavidas Wintergreen.
8. La técnica es análisis de relación de isótopos estables.
10. Las afirmaciones correctas son: a, b, c, f, g.
12. Las afirmaciones correctas son: b, d.
14. (a) El núcleo del átomo contiene la mayor parte de la masa.
(b) El núcleo del átomo tiene carga positiva.
(c) El átomo es, casi totalmente, espacio vacío.
16. El núcleo de un átomo contiene casi toda su masa.
18. Electrones: Dalton - Los electrones no son parte de su modelo.
Thomson - Los electrones están dispersos por la masa positiva de materia en el átomo.
Rutherford - Los electrones están en el espacio, fuera de la masa positiva central.
Materia positiva: Dalton - No hay materia positiva en su modelo.
Thomson - La materia positiva está distribuida por el átomo.
Rutherford - La materia positiva está concentrada en un núcleo central pequeño.
20. El isótopo de C con masa 12 es un número exacto.
22. Tres isótopos del hidrógeno tienen la misma cantidad de protones y electrones, pero difieren en la cantidad de neutrones.
24. (a) 80 protones; + 80
(b) Hg
26. 40
28. (a) 27 protones, 32 neutrones
(b) 15 protones, 16 neutrones
(c) 74 protones, 110 neutrones
(d) 92 protones, 143 neutrones
30. 24.31 uma
32. 6.716 uma
34. 1.0×10^{15}:1
36. (a) isótopos
(b) adyacentes entre sí en la tabla periódica
38. (a) Las partículas (+) son mucho más ligeras
(b) negativo
40. La cantidad de protones y electrones
42. $^{60}Q = 50\%$
$^{63}Q = 50\%$
44. 6.03×10^{24} átomos

46.

Número atómico	Número de masa	Símbolo	Protones	Neutrones
(a) 8	16	O	8	8
(b) 28	58	Ni	28	30
(c) 80	199	Hg	80	119

Capítulo 6

2. Las cargas de sus iones deben ser iguales y tener signo contrario.
4. Seaborg vive todavía. Los elementos sólo se pueden bautizar con el nombre de una persona si ya murió; son reglas de la IUPAC.
6. Las afirmaciones correctas son: a, b, c, e, f, h, i, k, n, p, q.
8. (a) BaO (d) $BeBr_2$
(b) H_2S (e) Li_4Si
(c) $AlCl_3$ (f) Mg_3P_2

10.

Cl^-	HSO_4^-
Br^-	HSO_3^-
F^-	CrO_4^{2-}
I^-	CO_3^{2-}
CN^-	HCO_3^-
O^{2-}	$C_2H_3O_2^-$
OH^-	ClO_3^-
S^{2-}	MnO_4^-
SO_4^{2-}	$C_2O_4^{2-}$

12.

$(NH_4)_2SO_4$	NH_4Cl	$(NH_4)_3AsO_4$	$NH_4C_2H_3O_2$	$(NH_4)_2CrO_4$
$CaSO_4$	$CaCl_2$	$Ca_3(AsO_4)_2$	$Ca(C_2H_3O_2)_2$	$CaCrO_4$
$Fe_2(SO_4)_3$	$FeCl_3$	$FeAsO_4$	$Fe(C_2H_3O_2)_3$	$Fe_2(CrO_4)_3$
Ag_2SO_4	$AgCl$	Ag_3AsO_4	$AgC_2H_3O_2$	Ag_2CrO_4
$CuSO_4$	$CuCl_2$	$Cu_3(AsO_4)_2$	$Cu(C_2H_3O_2)_2$	$CuCrO_4$

14. (a) dióxido de carbono (f) tetróxido de dinitrógeno
(b) óxido de dinitrógeno (g) pentóxido de difósforo
(c) pentacloruro de fósforo (h) difluoruro de oxígeno
(d) tetracloruro de carbono (i) trifloururo de nitrógeno
(e) dióxido de azufre (j) disulfuro de carbono
16. (a) óxido de potasio (e) fosfato de sodio
(b) bromuro de amonio (f) óxido de aluminio
(c) yoduro de calcio (g) nitrato de zinc
(d) carbonato de bario (h) sulfato de plata
18. (a) $SnBr_4$ (d) $Hg(NO_2)_2$
(b) Cu_2SO_4 (e) TiS_2
(c) $Fe_2(C0_3)_3$ (f) $Fe(C_2H_3O_2)_2$
20. (a) $HC_2H_3)_2$ (d) H3BO_3
(b) HF (e) HNO_2
(c) HClO (f) H_2S
22. (a) ácido fosfórico (e) ácido hipocloroso
(b) ácido carbónico (f) ácido nítrico
(c) ácido yódico (g) ácido yodhídrico
(d) ácido clorhídrico (h) ácido perclórico
24. (a) Na_2CrO_4 (h) $Co(HCO_3)_2$
(b) MgH_2 (i) NaClO
(c) $Ni(C_2H_3O_2)_2$ (j) $As_2(CO_3)_5$
(d) $Ca(ClO_3)_2$ (k) $Cr_2(SO_3)_3$
(e) $Pb(NO_3)_2$ (l) $Sb_2(SO_4)_3$
(f) KH_2PO_4 (m) $Na_2C_2)O_4$
(g) $Mn(OH)_2$ (n) KSCN

26. (a) sulfato de calcio e hidrógeno
(b) sulfito de arsénico(III)
(c) nitrito de estaño(II)
(d) bromuro de hierro(III)
(e) carbonato de potasio e hidrógeno
(f) arsenato de bismuto(III)
(g) bromato de hierro(II)
(h) fosfato de amonio y monohidrógeno
(i) hipoclorito de sodio
(j) permanganato de potasio

28. (a) FeS_2
(b) $NaNO_3$
(c) $CaCO_3$
(d) $C_{12}H_{22}O_{11}$
(e) $Mg(OH)_2$
(f) $Na_2CO_3 \cdot 10\ H_2O$
(g) C_2H_5OH

30. *uro:* El sufijo se usa para indicar un compuesto binario, excepto en los hidróxidos, cianuros y compuestos de amonio.
oso: Se usa en los ácidos para indicar que el anión poliatómico contenía el sufijo *ito*; también se emplea para la menor carga iónica en un metal multivalente.
hipo: Se usa como prefijo en los ácidos o sales cuando el ion poliatómico contiene menos oxígeno que el del ácido *oso* o la sal *ito*.
per: Se usa como prefijo en los ácidos o sales, cuando el ion poliatómico contiene más oxígeno que el del ácido *ico* o la sal *ato*.
ito: Sufijo en una sal derivada de un ácido *oso*.
ato: Sufijo en una sal derivada de un ácido *ico*.
Los números romanos indican la carga del catión metálico.

32. (a) $50e^-$, 50p
(b) $48e^-$, 50p
(c) $46e^-$, 50p

34. $Li_3Fe(CN)_6$
$AlFe(CN)_6$
$Zn_3[Fe(CN)_6]_2$

36.

óxido de amonio	cloruro de zinc
carbonato de amonio	acetato de zinc
cloruro de amonio	ácido carbónico
acetato de amonio	ácido acético
óxido de zinc	ácido clorhídrico
carbonato de zinc	

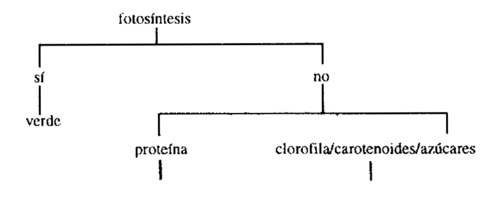
Capítulo 7

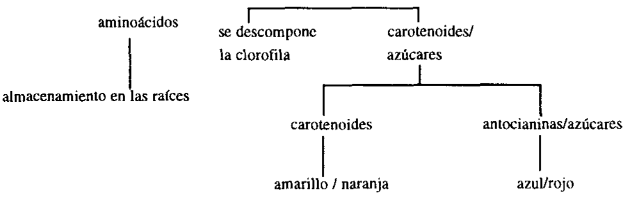
2. Una mol de oro tiene mayor masa que una mol de potasio.
4. Una mol de átomos de oro contiene más electrones que una mol de átomos de potasio.
6. 6.022×10^{23}
8. (a) 6.022×10^{23} átomos
(b) 6.022×10^{23} moléculas
(c) 1.204×10^{24} átomos
(d) 16.00 g
(e) 32.00 g
10. Al escoger 100 g de un compuesto podemos quitar simplemente el signo % y usar un gramo por cada por ciento.
12. El cálculo se basa en la masa corporal, en mg de aditivo/kg de masa/día.
14. Una fórmula empírica expresa la relación entre los números enteros más pequeños, de los átomos presentes en un compuesto. La fórmula molecular representa la cantidad real de átomos de cada elemento que hay en una molécula del compuesto. Puede ser igual a la fórmula empírica, o puede ser un múltiplo de ella.
16. Las respuestas correctas son: a, d, f, g, j, k, m.
18. (a) 40.00
(b) 275.8
(c) 152.0
(d) 96.09
(e) 146.3
(f) 122.1
(g) 180.2
(h) 368.4
(i) 244.2
20. (a) 0.625 mol NaOH
(b) 0.275 mol Br_2
(c) 7.18×10^{-3} mol $MgCl_2$
(d) 0.462 mol CH_3OH
(e) 2.03×10^{-2} mol Na_2SO_4
(f) 5.97 mol ZnI_2
22. (a) 0.0417 g H_2SO_4
(b) 11 g CCl_4
(c) 0.122 g Ti
(d) 8.0×10^{-7} g S
24. (a) 1.05×10^{24} moléculas de Cl_2
(b) 1.6×10^{23} moléculas de C_2H_6
(c) 1.64×10^{23} moléculas de CO_2
(d) 3.75×10^{24} moléculas de CH_4
26. (a) 3.271×10^{-22} g Au
(b) 3.952×10^{-22} g U
(c) 2.828×10^{-23} g NH_3
(d) 1.795×10^{-22} g $C_6H_4(NH_2)_2$
28. (a) 0.886 mol S
(b) 42.8 mol NaCl
(c) 1.05×10^{24} átomos de Mg
(d) 9.47 mol Br_2
30. (a) 6.022×10^{23} moléculas de NH_3
(b) 6.022×10^{23} átomos de N
(c) 1.807×10^{24} átomos de H
(d) 2.41×10^{24} átomos
32. (a) 6.0×10^{24} átomos de O
(b) 5.46×10^{24} átomos de O
(c) 5.0×10^{18} átomos de O
34. (a) 1.27 g Cl
(b) 9.07 g H
(c) 23.0 g I
36. (a) 47.97% Zn
52.02% Cl
(b) 18.17% N
9.153% H
31.16% C
41.51%)
(c) 12.26% Mg
31.24% P
56.48% O
(d) 21.21% N
6.104% H
24.27% S
48.45% O
(e) 23.09% Fe
17.37% N
59.53% O
(f) 54.39% I
45.61% Cl
38. (a) 47.55% Cl
(b) 34.05% Cl
(c) 83.46% Cl
(d) 83.63% Cl
40. 24.2% C
4.04% H
71.72% Cl
42. (a) $KClO_3$
(b) $KHSO_4$
(c) Na_2CrO_4

44. (a) $CuCl$ (d) K_3PO_4
(b) $CuCl_2$ (e) $BaCr_2O_7$
(c) Cr_2S_3 (f) PBr_8Cl_3
46. V_2O_5
48. La fórmula empírica es CH_2O. La fórmula molecular es $C_6H_{12}O_6$.
50. 5.88 g Na
52. 5.54×10^{19} m
54. (a) 8×10^{16} gotas
(b) 8×10^{6} mi^3
56. 10.3 mol H_2SO_4
58. (a) H_2O
(b) CH_3OH
60. 8.66 g Li
62. No hay suficiente S.
64. 4.77 g O
66. (a) CCl_4
(b) C_2Cl_6
(c) C_6Cl_6
(d) C_3Cl_8
68. 2.4×10^{22} átomos de Cu
70. 8×10^{-15} mol de personas
72. 32 g Mg
74. carbono

Capítulo 8

2. La cantidad de moles de cada especie química en la reacción.
4. Las afirmaciones correctas son: a, d, e, f, h, i, j, l, n, o, p, q.
6. (a) $H_2 + Br_2 \longrightarrow 2\,HBr$
(b) $4\,Al + 3\,C \xrightarrow{\Delta} Al_4C_3$
(c) $Ba(ClO_3)_2 \xrightarrow{\Delta} BaCl_2 + 3\,O_2$
(d) $CrCl_3 + 3\,AgNO_3 \longrightarrow Cr(NO_3)_3 + 3\,AgCl$
(e) $2\,H_2O_2 \longrightarrow 2\,H_2O + O_2$
8. a) combinación
b) combinación
c) descomposición
d) doble desplazamiento
e) descomposición
10. (a) $2\,MnO_2 + CO \longrightarrow Mn_2O_3 + CO_2$
(b) $Mg_3N_2 + 6\,H_2O \longrightarrow 3\,Mg(OH)_2 + 2\,NH_3$
(c) $4\,C_3H_5(NO_3)_3 \longrightarrow 12CO_2 + 10\,H_2O + 6\,N_2 + O_2$
(d) $4\,FeS + 7\,O_2 \longrightarrow 2\,Fe_2O_3 + 4\,SO_2$
(e) $2\,Cu(NO_3)_2 \longrightarrow 2\,CuO + 4\,NO_2 + O_2$
(f) $3\,NO_2 + H_2O \longrightarrow 2\,HNO_3 + NO$
(g) $2\,Al + 3\,H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3\,H_2$
(h) $4\,HCN + 5\,O_2 \longrightarrow 2\,N_2 + 4\,CO_2 + 2\,H_2O$
(i) $2\,B_5H_9 + 12\,O_2 \longrightarrow 5\,B_2O_3 + 9\,H_2O$
12. (a) $2\,H_2O \longrightarrow 2\,H_2 + O_2$
(b) $HC_2H_3O_2 + KOH \longrightarrow KC_2H_3O_2 + H_2O$
(c) $2\,P + 3\,I_2 \longrightarrow 2\,PI_3$
(d) $2\,Al + 3\,CuSO_4 \longrightarrow 3\,Cu + Al_2(SO_4)_3$
(e) $(NH_4)_2SO_4 + BaCl_2 \longrightarrow 2\,NH_4Cl + BaSO_4$
(f) $SF_4 + 2\,H_2O \longrightarrow SO_2 + 4\,HF$
(g) $Cr_2(CO_3)_3 \xrightarrow{\Delta} Cr_2O_3 + 3\,CO_2$
14. (a) $Cu + FeCl_3(ac) \longrightarrow$ no reaccionan
(b) $H_2 + Al_2O_3(s) \xrightarrow{\Delta}$ no reaccionan
(c) $2\,Al + 6\,HBr(ac) \longrightarrow 3\,H_2(g) + 2\,AlBr_3(ac)$
(d) $I_2 + HCl(ac) \longrightarrow$ no reaccionan
16. (a) $SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$
(b) $SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2OS_4$
(c) $Ca + 2\,H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + H_2$
(d) $2\,Bi(NO_3)_3 + 3H_2S \longrightarrow Bi_2S_3 + 6\,HNO_3$
18. (a) $C + O_2 \xrightarrow{\Delta} CO_2$
(b) $2\,Al\,(ClO_3)_3 \xrightarrow{\Delta} 9\,O_2 + 2\,AlCl_3$
(c) $CuBr_2 + Cl_2 \longrightarrow CuCl_2 + Br_2$
(d) $2\,SbCl_3 + 3\,(NH_4)_2S \longrightarrow Sb_2S_3 + 6\,NH_4\,Cl$
(e) $2\,Na\,NO_3 \xrightarrow{\Delta} 2\,NaNO_2 + O_2$
20. (a) exotérmica
(b) endotérmica
22. (a) $2\,Al + 3\,I_2 \xrightarrow{H_2O} 2\,AlI_3$ + calor
(b) $4\,CuO + CH_4$ + calor $\longrightarrow 4\,Cu + CO_2 + 2\,H_2O$
(c) $Fe_2O_3 + 2\,Al \longrightarrow 2\,Fe + Al_2O_3$ + calor
24. 58 O de cada lado
26. Una ecuación balanceada expresa:
(a) el tipo de átomos o moléculas que intervienen en ella.
(b) la relación entre las cantidades de las sustancias en la reacción.
Una ecuación balanceada no da información acerca de:
(a) el tiempo necesario para la reacción.
(b) el olor o los colores que haya.
28. El Mg arriba del Zn en la serie de actividad.
30. (a) $4\,K + O_2 \longrightarrow 2\,K_2O$
(b) $2\,Al + 3\,Cl_2 \longrightarrow 2\,AlCl_3$
(c) $CO_2 + H_2O \longrightarrow H_2CO_3$
(d) $CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$
32. (a) $Zn + H_2SO_4 \longrightarrow H_2 + ZnSO_4$
(b) $2\,AlI_3 + 3\,Cl_2 \longrightarrow 2\,AlCl_3 + 3\,I_2$
(c) $Mg + 2\,AgNO_3 \longrightarrow Mg(NO_3)_2 + 2\,Ag$
(d) $2\,Al + 3\,CoSO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3\,Co$
34. (a) $AgNO_3(ac) + KCl(ac) \longrightarrow AgCl(s) + KNO_3(ac)$
(b) $Ba(NO_3)_2(ac) + MgSO_4(ac) \longrightarrow Mg(NO_3)_2(ac) + BaSO_4(s)$
(c) $H_2SO_4(ac) + Mg(OH)_2(ac) \longrightarrow 2\,H_2O(l) + MgSO_4(ac)$
(d) $MgO(s) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow H_2O(l) + MgSO_4(ac)$
(e) $Na_2CO_3(ac) + NH_4Cl(ac) \longrightarrow$ no hay reacción
36. clorofila — fotosíntesis
carotenoides — absorben oxígeno con alta energía y los desprenden después
antocianinas — diversidad en los colores de las hojas
38. Hojas que contienen todos los pigmentos:





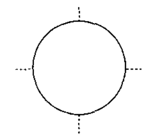
40. CO_2, CH_4, H_2O. Retienen el calor cerca de la superficie terrestre.
42. La mitad del CO_2 desprendido permanece en el aire.

Capítulo 9

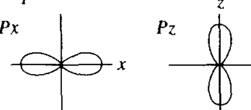
2. (a) correcto (d) incorrecto
(b) incorrecto (e) correcto
(c) correcto (f) incorrecto
4. (a) 25.0 mol $NaHCO_3$
(b) 3.85×10^{-3} mol $ZnCl_2$
(c) 16 mol CO_2
(d) 4.3 mol C_2H_5OH
6. (a) 1.31 g $NiSO_4$
(b) 3.60 g $HC_2H_3O_2$
(c) 373 g Bi_2S_3
(d) 1.35 g $C_6H_{12}O_6$
(e) 18 g K_2CrO_4
8. HCl
10. (a) $\frac{3 \text{ mol } CaCl_2}{1 \text{ mol } Ca_3(PO_4)_2}$ (d) $\frac{1 \text{ mol } Ca_3(PO_4)_2}{2 \text{ mol } H_3PO_4}$
(b) $\frac{6 \text{ mol } HCl}{2 \text{ mol } H_3PO_4}$ (e) $\frac{6 \text{ mol } HCl}{1 \text{ mol } Ca_3(PO_4)_2}$
(c) $\frac{3 \text{ mol } CaCl_2}{1 \text{ mol } H_3PO_4}$ (f) $\frac{2 \text{ mol } H_3PO_4}{6 \text{ mol } HCl}$
12. 15.5 mol CO_2
14. 4.20 mol HCl
16. 19.7 g $Zn_3(PO_4)_2$
18. 117 g H_2O
271 g Fe
20. (a) 0.500 mol Fe_2O_3
(b) 12.4 mol O_2
(c) 6.20 mol SO_2
(d) 65.6 g SO_2
(e) 0.871 mol O_2
(f) 332 g FeS_2
22. (a) El H_2S es el reactivo limitante y el $Bi(NO_3)_3$ está en exceso.
(b) El H_2O es el reactivo limitante y el Fe está en exceso.
24. (a) 16.5 g CO_2
(b) 59.9 g CO_2
(c) 6.0 mol CO_2, 8.0 mol H_2O y 4.0 mol 0_2
26. azufre
28. 95.0% de rendimiento
30. 77.8% CaC_2
32. Un subíndice se usa para indicar el número de átomos en una fórmula. No se puede cambiar sin modificar la identidad de la sustancia. Los coeficientes sólo se emplean para balancear los átomos en las ecuaciones químicas. Pueden cambiarse según se necesite para que la ecuación esté balanceada.
34. (a) 380 g C_2H_5OH
370 g CO_2
(b) 480 mL C_2H_5OH
36. 65 g O_2
38. 1.0 g Ag_2S
40. (a) 2.0 mol Cu, 2.0 mol $FeSO_4$ y 1.0 mol $CuSo_4$
(b) 15.9 g Cu, 38.1 g $FeSO_4$, 6.0 g Fe y no $CuSO_4$
42. (a) 3.2×10^2 g C_2H_5OH
(b)1.10×10^3 g $C_6H_{12}O_6$
44. 3.7×10^2 kg Li_2O
46. 13 tabletas
48. La mascarilla protege las partes de la máquina que no se van a atacar o grabar.
50. Se podrían usar micromáquinas como píldoras inteligentes, reserva de medicamentos o microcomputadoras.

Capítulo 10

2. Un segundo electrón puede entrar en un orbital que ya esté ocupado si su spin es contrario al del electrón que está ya en el orbital y si los demás orbitales del mismo subnivel contienen un electrón.
4. Los orbitales 1*s* y 2*s* tienen forma esférica y están distribuidos simétricamente alrededor del núcleo. El radio del 2*s* es mayor que el del 1*s*.
6. 1*s*, 2*s*, 2*p*, 3*s*, 3*p*, 4*s*, 3*d*, 4*p*
8. La órbita de Bohr tiene un electrón viajando por determinada trayectoria, mientras que un orbital es una región del espacio donde es más probable encontrar al electrón.
10. orbital *s*



orbitales *p*



12. Los elementos de transición se encuentran en el centro de la tabla periódica. Los últimos electrones, en esos elementos, se encuentran en los orbitales *d* o *f*. Los elementos característicos, o representativos, están en los lados de la tabla periódica. En esos elementos, los electrones de valencia se encuentran en los orbitales *s* y, o *p*.
14.

Número atómico	**Símbolo**
8	O
16	S
34	Se
52	Te
84	Po

Todos estos elementos tienen una estructura electrónica externa s^2p^4.
16. 32; el 6° periodo tiene esta cantidad de elementos.
18. Ar y K; Co y Ni; Te e I; Th y Pa; U y Np; Es y Fm; Md y No.

20. Las afirmaciones correctas son: a, c, e, f, g, i y n.
22. (a) F 9 protones
(b) Ag 47 protones
(c) Br 35 protones
(d) Sb 51 protones
24. (a) Cl $1s^22s^22p^63s^23p^5$
(b) Ag $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^65s^14d^{10}$
(c) Li $1s^22s^1$
(d) Fe $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^6$
(e) I $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^65s^24d^{10}5p^5$
26. Cada renglón corresponde a un cambio de órbita.
28. 32 electrones
30. (a) (14p 14n) $2e^-8e^-4e^-$ $^{28}_{14}Si$
(b) (16p 16n) $2e^-8e^-6e^-$ $^{32}_{16}S$
(c) (18p 22n) $2e^-8e^-8e^-$ $^{40}_{18}Ar$
(d) (23p 28n) $2e^-8e^-11e^-2e^-$ $^{51}_{23}V$
(e) (15p 16n) $2e^-8e^-5e^-$ $^{31}_{15}P$
32. (a) Sc
(b) Zr
(c) Sn
(d) Cs

34.

	Número atómico	**Estructura electrónica**
(a)	9	$[He]2s^22p^5$
(b)	26	$[Ar]4s^23d^6$
(c)	31	$[Ar]4s^23d^{10}4p^1$
(d)	39	$[Kr]5s^24d^1$
(e)	52	$[Kr]5s^24d^{10}5p^4$
(f)	10	$[He]2s^22p^6$

36. (a) (13p 14n) $2e^-8e^-3e^-$ $^{27}_{13}Al$
(b) (22p 26n) $2e^-8e^-10e^-2e^-$ $^{48}_{22}Ti$
38. Está en el cuarto nivel de energía, porque el orbital 4*s* está en un nivel inferior de energía que el orbital 3*d*.
40. Los gases nobles tienen llenos los orbitales *s* y *p* en el nivel externo de energía.
42. Todos los elementos de un grupo tienen la misma cantidad de electrones en la capa externa.
44. Todos estos elementos tienen una configuración electrónica s^2d^{10} en sus niveles externos de energía.
46. (a) y (f)
(e) y (h)
48. 7, 33 porque están en el mismo grupo.
50. (a) no metal
(b) metal
(c) metal
(d) metaloide
52. Sexto periodo, serie de los lantánidos.
54. El grupo VIIA contiene 7 electrones de valencia.
El grupo VIIB contiene 2 electrones en el nivel externo y 5 en un orbital *d* interno.
56. El nitrógeno tiene más electrones de valencia en más niveles de energía. Existe la posibilidad de que se presenten saltos de electrones más variados.
58. (a) 100% (d) 24%
(b) 100% (e) 20%
(c) 19%
60. $\frac{1.5 \times 10^8}{1}$
62. En el microscopio de sensor de barrido se coloca un sensor cerca de la superficie de una muestra y se mide un parámetro, como por ejemplo un voltaje. A continuación se traducen, electrónicamente, las señales recibidas a una imagen topográfica del objeto. En un microscopio óptico la imagen la forma la luz que sale del objeto.
64. En el microscopio de fuerza atómica, el sensor mide las fuerzas eléctricas entre electrones de una molécula, mientras que en un microscopio de barrido y tunelización se mide el movimiento real de los electrones.
66. Los elementos de transición se encuentran en los grupos IB a VIIB y en el VIII.
68. 8, 16, 34, 52 y 84. Todos tienen 6 electrones en su capa externa.
70. El 35 estaría en el VIIA y el 37 en el IA.
72. (a) $[Rn]7s^26d^{10}5f^{14}7p^5$
(b) 7 electrones de valencia
(c) F, Cl, Br, I, At
(d) la familia de los halógenos, el grupo VIIA
74. La mayor parte de los gases está en la parte superior derecha de la tabla periódica (el H es la excepción). Son no metales. Los líquidos no presentan tendencia; tampoco los sólidos, excepto que la gran mayoría de éstos es metal.
76. Se puede rastrear al aceite con fullerenos marcados.

Capítulo 11

2. Se necesita más energía para el neón, porque tiene una estructura electrónica externa estable, formada por un octeto de electrones en orbitales llenos (estructura electrónica de gas noble).
4. La energía de primera ionización disminuye de arriba a abajo porque en los metales alcalinos sucesivos el electrón externo está más y más alejado del núcleo y queda protegido del núcleo positivo por las demás capas electrónicas.
6. El bario tiene menor energía de ionización que el berilio.
8. (a) K > Na (d) I > Br
(b) Na > Mg (e) Zr > Ti
(c) O > F
10. El tamaño atómico aumenta hacia abajo de la columna, porque cada elemento sucesivo tiene un nivel más de energía.
12. Cs· Ba: Tl: ·Pb: ·Po: ·At: :Rn:

Cada uno es un elemento representativo y tiene la misma cantidad de electrones en su capa externa, la cual es igual a su número de grupo en la tabla periódica.

14. Los electrones de valencia son los que se encuentran en el nivel externo de energía de un átomo.
16. Un ion aluminio tiene carga +3, porque ha perdido 3 electrones para adquirir una estructura electrónica de gas noble.
18. Las afirmaciones correctas son: b, c, g, h, j, k, n y o.
20. Un átomo de bromo es menor, porque tiene un electrón menos que el ion bromo, en su capa externa.
22.

	+	−
(a)	H	Cl
(b)	Li	H
(c)	C	Cl
(d)	I	Br
(e)	Mg	H
(f)	O	F

24. a) covalente
b) iónico
c) covalente
d) iónico
26. (a) $F + 1e^- \rightarrow F^-$ (b) $Ca \rightarrow Ca^{2+} + 2e^-$
28. (a) Ca: + :Ö: → CaO
(b) Na· + ·B̈r: → NaBr
30. Si (4) N (5) P (5) O (6) Cl (7)
32. (a) Ion cloruro, ninguno
(b) Átomo de nitrógeno, ganar $3e^-$ o perder 5e-
(c) Átomo de potasio, perder $1e^-$
34. (a) Un ion magnesio, Mg^{2+}, es mayor que un ion aluminio, Al^{3+}.
(b) El ion Fe^{2+} es mayor que el ion Fe^{3+}.
36. (a) SbH_3, Sb_2O_3
(b) H_2Se, SeO_3
(c) HCl, Cl_2O_7
(d) CCl_4, CO_2
38. BeBr, bromuro de berilio
$MgBr_2$, bromuro de magnesio
$RaBr_2$, bromuro de radio
40. (a) Ga: (b) $[Ga]^{3+}$ (c) $[Ca]^{2+}$
42. (a) covalente (b) iónico (c) covalente (d) covalente
44. (a) covalente
(b) covalente
(c) iónico
46. (a) :Ö::Ö: (b) :B̈r::B̈r: (c) :Ï:Ï:
48. (a) :S̈:H
H
(b) :S̈::C::S̈:
(c) H:N̈:H
H
(d) [H:N̈:H, H arriba y abajo]$^+$ [·C̈l:]$^-$
50. (a) [:Ï:]$^-$
(b) [:S̈:]$^{2-}$
(c) [:Ö::C̈::Ö: / :Ö:]$^{2-}$
(d) [:Ö::C̈l::Ö / :Ö:]$^-$
(e) [:Ö::N̈::Ö: / :Ö:]$^-$
52. (a) no polar
(b) no polar
(c) polar
54. (a) 2 pares de electrones, lineal
(b) 4 pares de electrones, tetraédrica
(c) 4 pares de electrones, tetraédrica
56. (a) tetraédrica
(b) piramidal
(c) tetraédrica
58. (a) tetraédrica
(b) doblada
(c) doblada
60. potasio
62. (a) Zn
(b) Be
(c) Ne
64. El litio tiene carga +1 después de haberle quitado el primer electrón. Se necesita más energía para superar esa carga que para quitar un e^- del helio.
66. $SnBr_2$, $GeBr_2$
68. Un enlace covalente se forma al compartir un par de electrones entre dos átomos, mientras que un enlace iónico implica la transferencia de uno o más electrones de un átomo a otro.
70. N, O, F, CI
72. Es posible que una molécula sea no polar, aun cuando contenga enlaces polares.
74. (a) 105°
(b) 107°
(c) 109.5°
(d) 109.5°
76. El punto de ebullición del N_2 líquido es 77 K. Si una sustancia es superconductora a esa temperatura, se podría usar N_2 líquido para enfriarla.
78. El material que se usa hoy en los superconductores es quebradizo, no maleable y no conduce grandes cantidades de corriente por unidad de área transversal.
80. Normalmente, la pantalla de cristal líquido funciona como un espejo que refleja la luz. Sin embargo, tiene varias capas. Cuando las moléculas que están en la parte superior se alinean con las rayas grabadas en la primera lámina de vidrio y las del fondo con las ranuras de la lámina inferior de vidrio, las moléculas en

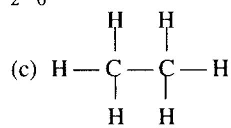
el espacio intermedio forman una espiral al tratar de alinearse con las moléculas vecinas. Si se aplica una corriente a segmentos específicos del vidrio grabado, las placas se cargan y las espirales de moléculas se fijan a la placa cargada, destruyendo el orden. El comportamiento de la luz reflejada cambia y aparece un número.

82. (a) En ambas se usan los orbitales *p* para enlazamiento. En el B se usa un *s* y *2p*, mientras que en el N se usan orbitales *3p*.
(b) La del BF_3 es trigonal plana y la del NF_3 es piramidal.
(c) El BF_3 no tiene pares aislados; El NF_3 tiene un par aislado.
(d) El BF_3 tiene 3 enlaces muy covalentes; el NF_3 tiene 3 enlaces covalentes.

84. Cada elemento de determinado grupo tiene la misma cantidad de electrones de valencia.

86. C_2Cl_4

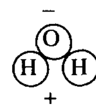
Capítulo 12

2. La presión del aire dentro del globo es mayor que fuera de él.
6. 1 atm corresponde a 4 L.
8. El pistón se movería hacia abajo.
10. O_2, H_2S, HCl, F_2, CO_2
12. Rn, F_2, N_2, CH_4, He, H_2, masa molecular decreciente.
14. (a) presión (c) temperatura
(b) volumen (d) cantidad de moles
16. Es menos probable que un gas se comporte idealmente a baja temperatura.
18. Volúmenes iguales de H_2 y O_2 a la misma *T* y *P*:
(a) tienen igual cantidad de moléculas (ley de Avogadro)
(b) masa del O_2 = 16 x masa del H_2
(c) moles de O_2 = moles de H_2
(d) la energía cinética promedio es igual, porque *T* es la misma.
(e) velocidad de H_2 = 4 (velocidad de O_2), por la ley de efusión de Graham
(f) densidad del O_2 = 16 (densidad del H_2)
20. $N_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2NO(g)$
1 vol + 1 vol $\longrightarrow$ 2 vol
22. La conversión de oxígeno en ozono es una reacción endotérmica.
24. El calentamiento de una mol de N_2 gaseoso a presión constante produce los siguientes efectos:
a) La densidad baja.
b) La masa no cambia.
c) La energía cinética de las moléculas aumenta.
d) La velocidad promedio de las moléculas aumenta.
e) La cantidad de moléculas de N_2 queda igual.
26. Las afirmaciones correctas son: b, d, f1, f4, h, i, n, o, p, q, t.
28. (a) 715 torr
(b) 953 mbar
(c) 95.3 kPa
30. (a) 0.082 atm
(b) 55.92 atm
(c) 0.296 atm
(d) 0.0066 atm
32. (a) 132 mL
(b) 615 mL
34. 711 mm Hg
36. (a) 6.17 L
(b) 8.35 L
38. 7.8×10^2 mL
40. 33.4 L
42. 681 torr
44. 1.45×10^3 torr
46. 1.19 L C_3H_8
48. 28.0 L N_2
50. 1.33 g NH_3
52. (a) 11 mol H_2S
(b) 14.7 L H_2S
(c) 31.8 L H_2S
54. 2.69×10^{22} moléculas de CH_4
56. (a) 0.179 g/L He
(b) 2.50 g/L C_4H_8
58. (a) 3.17 g/L Cl_2
(b) 1.46 g/L Cl_2
60. 19 L Kr
62. 72.8 L
64. (a) 5.6 mol NH_3
(b) 0.640 L NO
(c) 1.1×10^2 g O_2
66. 153 L SO_2
68. La lata explotará.
70. (a) 5L Cl_2
(b) 5.0 L NH_3
(c) 5.9 L SO_3
72. (a) CH_3
(b) C_2H_6
(c)


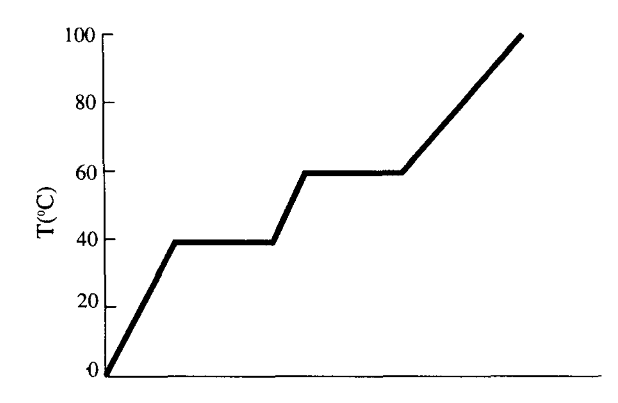
74. 430 mL CO_2
76. (a) 0.18 mol de aire
(b) 5.2 g de aire
(c) 0.3 g de aire
78. 1.0×10^2 atm
80. 1.5×10^3 torr
82. 65 atm
84. 6.1 L
86. 7.39×10^{21} moléculas, 2.22×10^{22} átomos
88. (a) 34 mol
(b) $1.2 \times 10_2$ g H_2
90. 44.6 mol Cl_2
92. −78 °C
94. 1.64×10^2 g/mol
96. 0.13 mol N_2
98. 9.0 atm
100. a) El helio se efunde al doble de rapidez que el CH_4.
b) Los gases se encuentran a 66.7 cm del extremo del lado del helio.
104. Algo del amoniaco gaseoso se disuelve en el agua que expulsó el gotero al matraz; la presión dentro del matraz baja. La presión atmosférica afuera del matraz es mayor que la de su interior y empuja al agua del vaso haciéndola subir por el tubo hasta llegar al matraz.

106. (a) 1.1×10^2 torr CO_2; 13 torr H_2
(b) 120 torr
108. El aire entra en el recinto.

Capítulo 13

2. El H_2S, el H_2Se y el H_2Te son gases
4.


6. Los prefijos antes de la palabra hidrato son para indicar la cantidad de moléculas de agua presente en las fórmulas.
8. Aproximadamente 70 °C
10. caso b)
12. hubiera permanecido igual
14. (a) 88 °C
(b) 78 °C
(c) 16 °C
16. punto de fusión, 0 °C; punto de ebullición, 100 °C, a 1 atmósfera; incolora, inodora, insípida; calor de fusión, 335 J/g (80 cal/g); calor de vaporización, 2.26 kJ/g (540 cal/g); densidad = 1.0 g/mL a 4 °C; calor específico = 4.184 J/g °C.
18. Si se aplica calor a una mezcla de hielo y agua, la energía térmica se absorbe en la fusión del hielo y no en el calentamiento del agua, de modo que la temperatura permanece constante hasta que se haya fundido todo el hielo.
20. El hielo flota en el agua por ser menos denso que ella. El hielo se hunde en el alcohol etílico por ser más denso que el alcohol.
22. El alcohol etílico tiene puentes de hidrógeno y el éter etílico no.
24. El amoníaco tiene puentes de hidrógeno y el metano no.
26. $H_2NCH_2CH_2NH_2$
28. (a) Mercurio, ácido acético, agua, tolueno, benceno, tetracloruro de carbono, alcohol metílico y bromo.
(b) La máxima es del mercurio; la mínima es del bromo.
30. En una olla de presión, la temperatura a la cual hierve el agua aumenta respecto a su punto de ebullición normal, porque el vapor de agua que se forma al hervir no puede escapar. Esto produce mayor presión sobre el agua y, en consecuencia, mayor temperatura de ebullición.
32. Cuando la temperatura aumenta, las velocidades moleculares aumentan.
34. El amoníaco.
36. Debido a los puentes de hidrógeno, que en este caso son muy fuertes, el HF tiene mayor punto de ebullición.
38. 34.6°C
40. La temperatura esperada sería 4 °C en el fondo del lago.
42. endotérmica.
44. Las afirmaciones correctas son: a, b, c, f, h, l, m, o, p, s, t y w.
46 [$HClO_4$,Cl_2O_7] [H_2CO_3, CO_2] [H_3PO_4, P_2O_5]
48. [$Ca(OH)_2CaO$] [KOH, K_2O] [$Ba(OH)_2$, BaO]
50. (a) $Li_2O + H_2O \longrightarrow 2\ LiOH$
(b) $2\ KOH \xrightarrow{\Delta} K_2O + H_2O$
(c) $Ba + 2\ H_2O \longrightarrow Ba(OH)_2 + H_2$
(d) $Cl_2 + H_2O \longrightarrow HCl + HClO$
(e) $SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$
(f) $H_2SO_3 + 2\ KOH \longrightarrow K_2SO_3 + 2\ H_2O$
52. (a) fosfato de amonio y magnesio hexahidratado
(b) sulfato de hierro(II) heptahidratado
(c) cloruro de estaño(IV) pentahidratado
54. (a) El agua destilada se evaporó en la ebullición y se volvió a condensar.
(b) En general, las aguas naturales no son puras, sino que contienen minerales disueltos y materia suspendida y hasta pueden contener bacterias patógenas.
56. 0.262 mol $FeI_2 \cdot 4\ H_2O$
58. 1.05 mol H_2O
60. 48.7% H_2O
62. $FePO_4 \cdot 4\ H_2O$
64. 5.5×10^4 J
66. 42 g
68. El sistema estará a 0 °C. Será una mezcla de hielo y agua.
70. (a) 0.784 g H_2O
(b) 0.447 g H_2O
(c) 0.167 g H_2O
72. Al final, el agua perderá suficiente energía para transformarse de líquido en sólido (se congelará).
74. (a) De 0 °C a 40 °C el sólido *X* se calienta hasta que, a 40 °C, comenzará a fundirse. La temperatura permanece en 40 °C hasta que todo *X* se haya fundido. Después, el líquido *X* se calentará uniformemente hasta 65 °C, cuando comenzará a hervir y su temperatura permanecerá en 65 °C hasta que se transforme en vapor totalmente. Arriba de 65 °C, el vapor se calentará uniformemente hasta 100 °C.



(b) 37 000 J
76. 75 °C a 270 torr
78. $MgSO_4 \cdot 7\ H_2O$ $Na_2HPO_4 \cdot 12\ H_2O$
80. cloro
82. Cuando los contaminantes orgánicos del agua son oxidados por el oxígeno disuelto, puede no existir suficiente oxígeno disuelto para sostener la vida acuática.
84. zeolita de $Na_2(s) + Mg^{2+}(ac) \longrightarrow$ zeolita de $Mg(s) + 2\ Na^+(ac)$
86. Los humectantes son compuestos polares, mientras que los emolientes son compuestos no polares.
88. La teoría del triángulo de la dulzura establece que las moléculas "dulces" contienen tres sitios específicos que producen la estruc-

tura adecuada para fijarse a las papilas gustativas y disparar la respuesta "dulce".

90. 1.6×10^5 cal
92. 3.1 kcal
94. 2.30×10^6 cal
96. 40.2 g H_2O
98. 6.97 x 10^{18} moléculas/s
100. a) 40.0 mL de O_2
b) 20.0 mL de O_2 sin reaccionar

Capítulo 14

2. 4.5 g NaF
4. La solubilidad de los halogenuros de litio y sodio es
$F^- < Cl^- < Br^- < I^-$
La solubilidad de los halogenuros de potasio es
$Cl^- < Br^- < F^- < I^-$
6. KNO_3
8. 6×10^2 cm^2
10. El proceso de disolución implica moléculas de solvente que se fijan a los iones o moléculas del soluto. Esta rapidez disminuye mientras más moléculas del solvente estén ya fijas a moléculas de soluto. A medida que la solución se satura, la cantidad de moléculas de solvente sin intervenir disminuye. También, la rapidez de recristalización aumenta a medida que la concentración del soluto disuelto aumenta.
12. El nivel de la solución en la cola del embudo bajará.
14. No siempre se puede ver cuál componente de una solución es el soluto.
16. Sí.
18. El hexano y el benceno tienen moléculas no polares.
20. Se considera que el aire es una solución por ser una mezcla homogénea de varias sustancias gaseosas y por no tener una composición fija.
22. La solubilidad de los gases en los líquidos varía mucho debido a la presión del gas sobre el líquido. El efecto de la presión sobre la solubilidad de sólidos en líquidos es pequeño.
24. En una solución saturada, la rapidez neta de disolución es cero.
26. 16 moles de HNO_3/L de solución
28. La champaña saldrá "disparada" de la botella.
30. Las moléculas de agua pueden pasar a través, en ambas direcciones.
32. Una hoja de lechuga, sumergida en aderezo de ensalada que contenga sal y vinagre, se arrugará a causa de la ósmosis.
34. Las afirmaciones correctas son: a, b, f, h, j, k, l, n, p, r, s, t, v, x, y, z.
36. Como hay 2 equivalentes de H_2SO_4 por mol, 18 *M* equivale a 36 N.
38. (a) NaOH 1 *M*
(b) KOH 2 *M*
(c) $Ca(OH)_2$ 1.5 *M*
40. La presión de vapor de la solución es igual a la presión de vapor del solvente puro en el punto de congelación. Ve la figura 14.8.
42. La presencia del metanol deprime el punto de congelación del agua.
44. La molaridad de una solución 5 molal es menor que 5 *M*.
46. Cuando el papel de una tarjeta de rascar y oler se rasca, o se abre, la fragancia se esparce en el aire.
48. Tres tipos de microencapsulado son:
(a) el agua se difunde por la cápsula y forma una solución, que se difunde hacia afuera
(b) encapsulado mecánico
(c) encapsulado térmico
50. Razonablemente solubles: c) $CaCl_2$
(d) $Fe(NCl_3)_3$
Insolubles: a) PbI_2 b) $MgCO_3$ e) $BaSO_4$
52. (a) $Mg(NO_3)_2$ al 7.41%
(b) $NaNO_3$ al 6.53%
54. 544 g de solución
56. (a) NaOH al 8.815%
(b) $C_6H_{12}O_6$ al 15%
58. 37.5 g K_2CrO_4
60. NaCl al 33.6%
62. C_6H_{14} al 22%
64. (a) HCl 2.5 *M*
(b) $BaCl_2 \cdot 2\,H_2O$ 0.59 *M*
(c) $Al_2(SO_4)_3$ 2.19 x 10^{-3} *M*
(d) $Ca(NO_3)_2$ 0.172 *M*
66. (a) 3.5×10^{-4} mol NaOH
(b) 16 mol $CoCl_2$
68. (a) 13 g HCl
(b) 8.58 g $Na_2C_2O_4$
70. (a) 3.91×10^4 mL
(b) 7.82×10^3 mL
72. (a) 0.250 L
(b) 1.81 *M* NaCl
74. (a) 20. mL de NH_3 15 *M*
(b) 69 mL de H_2SO_4 18 *M*
76. (a) H2SO4 1.83 *M*
(b) H_2SO_4 0.30 *M*
78. (a) 33.3 mL de Na_3PO_4 0.250 *M*
(b) 1.10 g de $Mg_3(PO_4)_2$
80. (a) 0.13 mol Cl_2
(b) 16 mol HCl
(c) 1.3 x 10^2 mL de HCl 6 *M*
(d) 3.2 L Cl_2
82. (a) $\left(\frac{98.08 \text{ g } H_2SO_4}{\text{eq}}\right)$
$\left(\frac{56.11 \text{ g KOH}}{\text{eq}}\right)$
(b) $\left(\frac{49.00 \text{ g } H_3PO_4}{\text{eq}}\right)$
$\left(\frac{23.95 \text{ g LiOH}}{\text{eq}}\right)$
(c) $\left(\frac{63.02 \text{ g } HNO_3}{\text{eq}}\right)$
$\left(\frac{40.00 \text{ g NaOH}}{\text{eq}}\right)$
84. (a) H_3PO_4 5.55 *N*
(b) $HC_2H_3O_2$ 0.250 *N*
(c) NaOH 1.25 *N*

86. (a) 11.94 mL NaOH
(b) 10.09 mL NaOH
88. (a) $C_6H_{12}O6$ 5.5 *m*
(b) I_2 0.25 *m*
90. (a) 0.544 *m*
(b) 2.7°C
(c) 81.5°C
92. 163 g/mol
94. 97 g de solución de NaOH al 10%
96. $C_8H_4N_2$
98. 0.14 *M*
100. (a) 4.5 g de NaCl
(b) se deben evaporar 450. mL de H_2O
102. 210. mL de solución
104. HNO_3 6.72 *M*
106. Se agregan 540. mL de agua
108. Para preparar 250. mL de KOH 0.625 *M*, se toman 31.3 mL de KOH 5.00 *M* y se diluyen con agua hasta formar un volumen de 250. mL
110. HCl 2.08 *M*
112. 12.0 g $Mg(OH)_2$
114. H_2SO_4 6.2 *m*
H_2SO_4 5.0 *M*
116. (a) 2.9
(b) 101.5 °C
118. (a) 8.04×10^3 g $C_2H_6O_2$
(b) 7.24×10^3 mL $C_2H_6O_2$
(c) – 4.0 °F
120. 0.46 L HCl
122. (a) se deben agregar 7.7 L de H_2O
(b) 0.0178 mol
(c) 0.0015 mol
124. Se mezclan 667 mL de HNO_3 3.00 *M* y 333 mL de HNO_3 12.0 *M* para obtener 1000 mL de HNO_3 6.00 *M*.
126. Se forman 2.84 g de $Ba(OH)_2$.
128. (a) 0.011 mol
(b) 14 g
(c) 3.2 x 10^2 mL de solución
(d) 1.5%
130. 8.9×10^{-3} *M*

Capítulo 15

2. Debe estar presente un electrolito en la solución para que encienda el bombillo.
4. En primer lugar, porque la orientación de las moléculas polares de agua es distinta alrededor de los iones Na^+ y Cl^-. En segundo, más moléculas de agua cabrán rodeando el Cl^-, porque ese ion es mayor que el Na^+.
6. El jugo de tomate.
8. Arrhernius: HCl + NaOH $\longrightarrow$ NaCl + H_2O
Brønsted-Lowry: HCl + KCN $\longrightarrow$ HCN + KCl
Lewis: $AlCl_3$ + NaCl $\longrightarrow$ $AlCl_4^-$ + Na^+
10. ácidos, bases, sales
12. El cloruro de hidrógeno disuelto en agua conduce la corriente eléctrica. El HCl no se ioniza en benceno.
14. El CH_3OH es no electrolito; el NaOH sí es electrolito. Esto indica que el grupo OH del CH_3OH debe estar fijo, con enlace covalente, al grupo CH_3.
16. La disolución de NaCl en agua es un proceso de disociación, mientras que la disolución del HCl en agua es un proceso de ionización.
18. Los iones están hidratados en solución, porque hay atracción eléctrica entre los iones cargados y las moléculas polares de agua.
20. (a) $[H^+] = [OH^-]$
(b) $[H^+] > [OH^-]$
(c) $[OH^-] > [H^+]$
22. El HCl es mucho más soluble en el solvente polar, que es el agua, que en el no polar, que es el benceno.
24. Las afirmaciones correctas son: a, c, f, i, j, k, l, n, p, r, t, u.
26. Hay dos métodos para preparar coloides:
(a) por dispersión
(b) por condensación
28. La *adsorción* es la adhesión de partículas a una superficie, mientras que la *absorción* es la toma de un material por otro.
30. Diálisis es el proceso de eliminar solutos disueltos de una dispersión coloidal empleando una membrana dializadora.
32. El shampoo ácido rompe los puentes de hidrógeno y de sal que hay en el cabello y sólo quedan los puentes disulfuro. En un depilador se emplea una solución básica que rompe todo tipo de enlaces (puentes de hidrógeno, de sal y de disulfuro) y el cabello se disuelve.
34. (a) $H_2SO_4^-$ HSO_4^-; $H_2C_2H_3O_2^+$ – $HC_2H_3O_2$
(b) Paso 1: H_2SO_4 – HSO_4^- ; H_3O^+ – H_2O
Paso 2: HSO_4^- – SO_4^{2-} ; H_3O^+ – H_2O
(c) $HClO_4^-$ ClO_4^-; H_3O^+ – H_2O
(d) H_3O^+ – H_2O; CH_3OH – CH_3O^-
36. (a) NaOH(*ac*) + HBr(*ac*) $\longrightarrow$ NaBr(*ac*) + $H_2O(l)$
(b) KOH(*ac*) + HCl(*ac*) $\longrightarrow$ KCl(*ac*) + $H_2O(l)$
(c) $Ca(OH)_2(ac)$ + 2 HI(*ac*) + 2 $H_2O(l)$
(d) $Al(OH)_3(s)$ + 3 HBr(*ac*) $\longrightarrow$ $AlBr_3(ac)$ + 3 $H_2O(l)$
(e) Na_2O(s) + 2 $HClO_4(ac)$ $\longrightarrow$ 2 $NaClO_4(ac)$ + $H_2O(l)$
(f) 3 LiOH(*ac*) + $FeCl_3(ac)$ $\longrightarrow$ $Fe(OH)_3(s)$ + 3LiCl(*ac*)
38. (a) $NaHCO_3$ es sal
(b) el N_2 no es electrolito
(c) $AgNO_3$ es sal
(d) HCOOH es ácido
(e) RbOH es base
(f) K_2CrO_4 es sal
40. (a) Zn^{2+} 0.75 *M*, Br^- 1.5 *M*
(b) SO_4^{2-} 4.95 *M*, Al^{3+} 3.30 *M*
(c) NH^{4+} 0.682 *M*, SO_4^{2-} 0.341 *M*
(d) Mg^{2+} 0.0628 *M*, ClO_3 0.126 *M*.
42. (a) 4.9 g Zn^{2+}, 12 g Br^-
(b) 8.90 g Al^{3+}, 47.5 g SO_4^{2-}
(c) 1.23 g NH_4^+, 3.28 g SO_4^{2-}
(d) 0.153 g Mg^{2+}, 1.05 g ClO_3^-
44. (a) $[K^+] = 1.0$ *M*, $[Ca^{2+}] = 0.5$ *M*, $[Cl^-] = 2.0$ *M*
(b) No hay iones en la solución.
(c) Na^+ 0.67 *M*, NO_3^- 0.67 *M*
46. (a) NaOH 0.147 *M*
(b) NaOH 0.964 *M*
(c) NaOH 0.4750 *M*

48. (a) $H_2S(g) + Cd^{2+}(ac) \longrightarrow CdS(s) + 2\ H^+(ac)$
(b) $Zn(s) + 2H^+(ac) \longrightarrow Zn^2(ac) + H_2(g)$
(c) $Al^{3+}(ac) + PO_4{}^{3-}(ac) \longrightarrow AlPO_4(g)$
50. (a) HCl 2 *M*
(b) H_2SO_4 1 *M*
52. 1.57×10^3 mL de HCl 0.245 *M*
54. NaCl al 7.0% en la muestra
56. 0.936 L H_2
58. (a) 7.0
(b) 0.30
(c) 4.00
60. (a) 4.30
(b) 10.47
62. 22.7 mL de H_2SO_4 0.325 *N*
64. 57 g/eq
66. 3.0×10^3 mL
68. La ionización de la solución de ácido acético aumenta la concentración de partículas respecto a la de la solución de alcohol.
70. Un ion hidronio es un ion hidrógeno hidratado.
72. (a) 100°C pH = 6.0
25 °C pH = 7.0
(b) La concentración de H^+ es mayor a 100 °C.
(c) El agua es neutra en ambas temperaturas.
74. HCl 0.201 *M*
76. 0.673 g KOH
78. 13.9 L de H_2SO_4 18.0 *M*
80. NaOH 0.3586 *N*
82. 1.2×10^2 mL
84. NaOH 0.100 *N*, HCl 0.0500 *N*
86. La molaridad y la normalidad de una solución de ácido son iguales cuando el ácido tiene un hidrógeno ionizable. La molaridad y la normalidad de una solución de base es igual cuando la base tiene un hidróxido ionizable. La normalidad y la molaridad de una solución de sal (compuesto iónico) es igual cuando la sal contiene un catión ionizable cuya carga es +1.
88. 1.1, ácida
90. (a) $2\ NaOH(ac) + H_2SO4(ac) \longrightarrow Na_2SO_4(ac) + 2\ H_2O(l)$
(b) 1.0×10^2 mL NaOH
(c) 0.71 g Na_2SO_4
92. HNO_3 12 *M*
94. (c)

Apéndice VI

Tabla periódica de los elementos y tabla de las masas [pesos] atómicas con base en el carbono-12

Glosario

ácido 1) Sustancia que produce iones H^+ (H_3O^+) cuando se disuelve en agua. 2) Un donador de protones. 3) Un aceptor de par de electrones. Una sustancia que se enlaza con un par de electrones. [15.1]

acción capilar Elevación espontánea de un líquido dentro de un tubo estrecho; se debe a las fuerzas de cohesión dentro del líquido y a las fuerzas de adhesión entre el líquido y las paredes del tubo. [13.4]

ácido-base conjugados Dos moléculas o iones cuyas fórmulas sólo difieren en un H^+. El ácido es la especie con el H^+ y la base es la especie sin el H^+. [15.1]

agua de cristalización Moléculas de agua que son parte de una estructura cristalina, como en un hidrato; también se llama agua de hidratación. [13.13]

agua de hidratación *Ver* agua de cristalización.

alótropo Sustancia que existe en dos o más formas moleculares o cristalinas. Por ejemplo, el grafito y el diamante son dos formas alotrópicas del carbono. [12.17]

amorfo Sólido que no tiene forma. [3.2]

anfótera (sustancia) Sustancia que tiene propiedades de ácido y de base al mismo tiempo. [15.3]

anhídrido básico Óxido de metal que reacciona con el agua para formar una base. [13.12]

anhídrido de ácido Óxido no metálico que reacciona con agua para formar un ácido. [13.12]

anión Ion con carga negativa. *Ver también* ion. [3.9, 5.5, 6.2]

1 atmósfera La presión atmosférica normal, esto es, la presión que ejerce una columna de mercurio de 760 mm de altura a una temperatura de 0 °C. *Ver también* presión atmosférica. [12.3]

átomo La partícula más pequeña de un elemento que puede intervenir en una reacción química. [3.4]3

---

barómetro Aparato para medir la presión atmosférica. [12.3]

base Sustancia cuyas propiedades se deben a la liberación de iones hidróxido (OH^-) en una solución acuosa. [15.1]

---

calor Forma de energía asociada con el movimiento de partículas diminutas de materia. [2.11]

calor de fusión Energía necesaria para transformar 1 gramo de un sólido en líquido, en su punto de fusión. [13.7]

calor de reacción Cantidad de calor producido por una reacción química. [8.5]

calor de vaporización, o de evaporación Calor necesario para transformar 1 gramo de líquido en vapor, en su punto de ebullición normal. [13.7]

calor específico Cantidad de calor necesaria para elevar 1°C la temperatura de una sustancia. [4.6]

caloría (cal) Unidad de energía térmica, de uso común; una caloría es la cantidad de energía térmica que eleva 1 °C la temperatura de 1 g de agua, de 14.5 a 15.5 °C. También, 4.184 joules = 1 caloría, exactamente. *Ver también* joule. [4.6]

cambio físico Cambio de forma (como tamaño o estado físico) sin cambiar la composición. [4.2]

cambio químico Transformación que produce sustancias que difieren en composición de las sustancias originales. [4.3]

capa electrónica *Ve* niveles principales de energía de los electrones.

catión Ion con carga positiva. *Ver también* ion. [3.9, 5.5]

cero absoluto -273 °C. Es el punto cero de la escala Kelvin (absoluta) de temperaturas. *Ver también* escala Kelvin. [2.11, 12.6]

cifras significativas La cantidad de dígitos que se conoce, más uno que se estima, se considera significativa en una cantidad medida. También se llaman dígitos significativos. [2.2, apéndice I]

clorofluorocarbonos Grupo de sustancias formadas por carbono, cloro y flúor.

coloide Dispersión en la que las partículas dispersas son mayores que los iones o moléculas de soluto en una solución verdadera y menores que las partículas de una suspensión mecánica. [15.13]

combustión Reacción química en la que se emiten calor y luz. En general, el proceso de quemado o de unión de una sustancia con oxígeno. [8.5]

composición porcentual de una sustancia Porcentaje gravimétrico, o en masa, representado por cada elemento en un compuesto. [7.3]

compuesto Sustancia distinta formada por dos o más elementos combinados en una proporción gravimétrica (por masa) definida. [3.9]

compuesto binario Sustancia formada por dos elementos distintos. [6.4]

compuesto iónico Sustancia que conduce la electricidad al ser disuelta en agua. [6.3]

concentración de una solución Expresión cuantitativa de la cantidad de soluto disuelto en determinada cantidad de solvente. [14.2]

condensación Proceso mediante el cual las moléculas en la fase gaseosa regresan a la fase líquida. [13.3]

condiciones normales (presión y temperatura normales) 0°C (273 K) y 1 atm (760 torr). [12.8]

configuración electrónica El ordenamiento orbital de los electrones en un átomo. [10.5]

cuantos Incrementos pequeños y discretos de energía. De acuerdo con la teoría propuesta por el físico Max Planck, la energía se emite en *cuantos* de energía y no en forma continua. [10.3]

curva de presión de vapor Trazo generado al dibujar en una gráfica la temperatura de un líquido en el eje x y su presión de vapor en el eje y. Cualquier punto de la curva representa un equilibrio entre el vapor y el líquido. [13.5]

delicuescencia Absorción del agua de la atmósfera por parte de una sustancia, hasta que se forma una solución. [13.14]

densidad La masa de un objeto dividida entre su volumen. [2.12]

diagrama de orbitales Modo de mostrar el arreglo de los electrones en un átomo, donde los orbitales se representan con rectángulos agrupados por subnivel, con flechas pequeñas que indican los electrones. [10.5]

diálisis Proceso mediante el cual una membrana de pergamino permite el paso de soluciones verdaderas, pero evita el paso de dispersiones coloidales. [15.17]

difusión Propiedad por la que los gases y los líquidos se mezclan espontáneamente, debido al movimiento aleatorio (al azar) de sus partículas. [12.2]

dipolo Molécula que es eléctricamente asimétrica y por lo mismo tiene cargas opuestas en dos puntos. [11.6]

disociación Proceso por el que una sal se separa en iones individuales cuando se disuelve en agua. [15.6]

doble enlace Enlace covalente en el que se comparten dos pares de electrones. [11.5]

---

ecuación balanceada Ecuación química con la misma cantidad de cada clave de átomo y la misma carga eléctrica en cada uno de sus lados. [8.2]

ecuación con palabras Enunciado en palabras, en forma de ecuación, de las sustancias que intervienen en una reacción química. [8.2]

ecuación del gas ideal $PV = nRT$; esto es, el volumen de un gas varía en función directa de la cantidad de moléculas de gas y de la temperatura absoluta y en función inversa de la presión. [12.14]

ecuación molecular *Ve* ecuación no iónica.

ecuación iónica neta Ecuación química que incluye sólo a aquellas moléculas y iones que cambiaron durante la reacción química. [15.12]

ecuación iónica total Ecuación que muestra los compuestos en la forma en la que existen realmente. Los electrólitos fuertes se escriben como iones en solución, mientras que los no electrólitos, los electrólitos débiles, los precipitados y los gases, se escriben en forma no iónica o no ionizada. [15.12]

ecuación no iónica Ecuación química en la que todos los reactivos y productos se escriben con sus fórmulas moleculares o normales; también se llama ecuación molecular. [15.12]

efecto Tyndall Un rayo de luz intensa que pasa por una dispersión coloidal se ve con claridad, pero no es visible cuando pasa por una solución verdadera. [15.15]

ecuación química Método taquigráfico de expresión, que muestra los reactivos y los productos de un cambio químico; por ejemplo, $2\ H_2O \longrightarrow 2\ H_2 + O_2$. [4.3, 8.1]

efusión Proceso por el cual las moléculas de gas pasan por un orificio diminuto, de una región de alta presión a una de baja presión. [12.2]

electrólito Sustancia cuya solución acuosa conduce la electricidad. [15.5]

electrólito débil Sustancia que está poco ionizada en solución acuosa. [15.7]

electrólito fuerte Electrolito que está ionizado prácticamente 100% en solución acuosa. [15.7]

electrón Partícula subatómica que existe fuera del núcleo y que porta una carga eléctrica negativa. [5.6]

electrón de valencia Electrón que se encuentra en el nivel externo de energía de un átomo; estos electrones son los que intervienen para enlazar átomos entre sí y formar compuestos. [10.5]

electronegatividad Atracción relativa de un par de electrones, en un enlace covalente, hacia un átomo. [11.6]

elemento Parte constructiva básica de la materia, que no se puede descomponer en sustancias más simples mediante los cambios químicos ordinarios. En 1994, había 111 elementos conocidos. [3.4]

elemento representativo Elemento en uno de los grupos A de la tabla periódica. [10.6]

elementos de transición Elementos metálicos caracterizados por cantidades crecientes de electrones d y f en una capa interna. Estos elementos están en los grupos IB a VIIB, y en el grupo VIII de la tabla periódica. [10.6]

energía Capacidad de la materia de efectuar trabajo. [4.5]

energía cinética (EC) Energía que posee la masa debido a su movimiento; $EC = 1/2\ mv^2$. [4.5]

energía de activación Cantidad de energía necesaria para iniciar una reacción química [8.5]

energía de ionización Energía necesaria para quitar un electrón a un átomo, a un ion o a una molécula. [11.1]

energía potencial Energía almacenada o la energía de un objeto debido a la posición relativa de éste. [4.5]

enlace covalente Enlace químico formado entre dos átomos que comparten un par de electrones. [11.5]

enlace covalente no polar Enlace covalente entre dos átomos con el mismo valor de electronegatividad; por consiguiente, los electrones se comparten por igual entre los átomos. [11.6]

enlace iónico Enlace químico entre un ion de carga positiva y un ion de carga negativa. [11.3]

enlace polar covalente Enlace covalente entre dos átomos de distinta electronegatividad, que ocasiona distribución desigual de los electrones enlazantes. [11.5]

enlace sencillo Enlace covalente en el que dos átomos comparten un solo par de electrones. [11.5]

enlace triple (triple enlace) Enlace covalente en el que los dos átomos comparten tres pares de electrones. [11.5]

estequiometría Parte de la química que estudia las relaciones cuantitativas entre los reactivos y los productos en las reacciones químicas. [9.2]

enlace químico Fuerza de atracción que mantiene unidos a los átomos en un compuesto. [Cap. 11]

escala Celsius de temperatura (°C) Escala de temperatura en la que el agua se congela a 0 °C y hierve a 100 °C, a 1 atm de presión. [2.11]

escala Fahrenheit de temperatura (°F) Escala de temperaturas en la que el agua se congela a 32 °F y hierve a 212 °F, a 1 atm de presión. [2.11]

escala Kelvin de temperatura (K) Escala de temperaturas absolutas, que comienza en el cero absoluto, que es la menor temperatura posible. En esta escala, los puntos de congelación y de ebullición del agua son 273 K y 373 K, respectivamente, a 1 atm de presión. *Ver también* cero absoluto. [2.11, 12.6]

espectro de líneas Líneas de color, generadas cuando se hace pasar por

un espectroscopio la luz emitida por un gas. Cada elemento posee un conjunto único de esas líneas. [10.3]

estado fundamental El nivel mínimo disponible de energía dentro de un átomo. [10.3]

estados físicos de la materia Sólido, líquido y gaseoso. [3.2]

estructura de Lewis Método para indicar los enlaces covalentes entre los átomos de una molécula o ion, de tal modo que un par de puntos (:) representa a los electrones de valencia que forman el enlace covalente. [11.2]

estructura de resonancia Molécula o ion que tiene estructuras múltiples de Lewis. *Ver también* estructura de Lewis. [11.8]

estructura electrónica de puntos *Ve* estructura de Lewis.

estructura lineal En el modelo de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia, arreglo en el que los pares de electrones están a 180° entre sí, con separación máxima. [11.11]

estructura tetraédrica ordenamiento del modelo de repulsión de pares electrónicos de capa de valencia, en el que cuatro pares de electrones se orientan formando ángulos de 109.5 grados entre sí, formando un tetraedro. [11.11]

evaporación Escape de moléculas de la fase líquida a la fase gaseosa o de vapor. [13.2]

---

familia química *Ve* grupos o familias de elementos.

fase Parte homogénea de un sistema separada de otras partes por una frontera física. [3.3]

fórmula empírica Fórmula química que expresa la relación entre números enteros mínimos de los átomos en un compuesto. Es la cantidad relativa de átomos de cada elemento en el compuesto; también se le llama fórmula más simple. [7.4]

fórmula molecular La cantidad total de átomos de cada elemento presentes en una molécula de una sustancia. También se llama fórmula verdadera. *Ver también* fórmula empírica. [7.4]

fórmula química Método taquigráfico para mostrar la composición de una sustancia, mediante los símbolos de los elementos. [3.11]

fotón Teóricamente, paquete diminuto de energía que se mueve con otros iguales y produce un rayo de luz. [10.2]

fotosíntesis Proceso mediante el cual las plantas verdes emplean la energía luminosa para sintetizar carbohidratos.

frecuencia Medida de la cantidad de ondas que pasan, por segundo, por determinado punto. [10.2]

---

gas Estado de la materia en el que ésta no tiene forma ni volumen definidos, de modo que llena por completo su recipiente. [3.2]

gas ideal Gas cuyo comportamiento se apega exactamente al establecido por la teoría cinético molecular; también se llama gas perfecto. [12.2]

gas perfecto Gas que se comporta exactamente siguiendo la teoría. También se llama gas ideal. [12.2]

gases nobles Familia de elementos en la tabla periódica: helio, neón, argón, kriptón, xenón y radón; contienen una estructura electrónica muy estable. [10.4]

gravedad específica Relación de la densidad de una sustancia entre la densidad de otra que se toma como patrón. Casi siempre el agua es el patrón o norma para los líquidos y los sólidos, y el aire para los gases. [2.12]

grupos o familias (de elementos) Grupos verticales de elementos en la tabla periódica (IA, IIA, etcétera). Grupos de elementos que tienen estructuras electrónicas externas semejantes. [10.6]

---

halógenos Elementos del grupo VIIA de la tabla periódica. Son flúor, cloro, bromo, yodo y astatino. [10.4]

heterogéneo Materia sin composición uniforme, que tiene dos o más componentes o fases. [3.3]

hidrato Sólido que contiene moléculas de agua como parte de su estructura cristalina. [13.13]

hidrocarburo Sustancia formada totalmente por carbono e hidrógeno.

hipótesis Explicación tentativa de ciertos hechos, con objeto de tener una base para más experimentos. [1.4]

homogéneo Materia que tiene propiedades uniformes en su interior. [3.3]

---

inmiscible Incapaz de mezclarse; los líquidos inmiscibles no forman soluciones entre sí. [14.2]

ion Átomo o grupo de átomos con carga eléctrica positiva o negativa. *Ver también* catión, anión. [3.9, 5.5]

ion espectador Ion en solución que no sufre cambio químico durante una reacción química. [15.10]

ion hidronio Resultado de la combinación de un protón con una molécula polar de agua, formando un ion hidrógeno hidratado (H_3O^+). [15.1]

ion poliatómico Ion formado por más de un átomo. [6.5]

ionización Formación de iones; se presenta como resultado de una reacción química entre ciertas sustancias con el agua. [15.6]

isótopo Átomo de un elemento que tiene el mismo número atómico, pero diferente masa atómica. Como sus números atómicos son idénticos, los isótopos sólo varían en la cantidad de neutrones que hay en su núcleo. [5.10]

IUPAC *International Union of Pure and Applied Chemistry,* Unión Internacional de Química Pura y Aplicada. Se formó en 1921 y actualiza constantemente el sistema de nomenclatura de los compuestos inorgánicos y orgánicos. [6.1]

---

joule (J) La unidad de energía en el SI. *Ver también* caloría. [4.6]

---

kilocaloría (kcal) 1000 cal; a la kilocaloría también se le llama caloría dietética, Caloría o gran Caloría (se escribe con mayúscula para diferenciarla de la caloría (*Ve* la definición)). Se emplea para medir la energía que producen los alimentos y en cálculos de procesos industriales. [4.6]

kilogramo (kg) Unidad patrón de masa en el sistema métrico; 1 kilogramo equivale a 2.205 libras. [2.9]

kilojoule (kJ) 1000 J. [4.6]

---

ley Enunciado de la ocurrencia de fenómenos naturales que suceden con uniformidad invariable, en las mismas condiciones. [1.4]

ley de Avogadro Volúmenes iguales de gases diferentes a la misma temperatura y presión, contienen la misma cantidad de moléculas. [12.11]

ley de Boyle A temperatura constante, el volumen de una cantida definida de gas es inversamente proporcional a la presión. PV = constante. [12.5]

ley de Charles A presión constante, el volumen de una masa determinada de cualquier gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta. V/T = constante. [12.6]

ley de Dalton, de las presiones parciales La presión total de una mezcla de gases es la suma de las presiones parciales ejercidas por cada uno de los gases de la mezcla. [12.10]

ley de Gay-Lussac A volumen constante, la presión de determinada masa de gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta. P/T = constante. [12.7]

ley de Gay-Lussac, de los volúmenes (de gases) en combinación Cuando se miden a la misma temperatura y presión, las relaciones de los volúmenes de gases que reaccionan son números enteros pequeños. [12.11]

ley de Graham, de la efusión Las velocidades de efusión de dos gases a la misma temperatura y presión son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus densidades o masas molares. [12.2]

ley de la composición definida Un compuesto siempre contiene dos o más elementos en una proporción gravimétrica (en masa) definida. [5.3]

ley de la conservación de la energía La energía no se puede crear ni destruir, pero se puede transformar de una forma a otra. [4.8]

ley de la conservación de la masa No se observa cambio en la masa total de las sustancias que intervienen en una reacción química; esto es, la masa de los productos es igual a la de los reactivos. [4.4]

ley de las proporciones múltiples Los átomos de dos o más elementos se pueden combinar en distintas relaciones, para producir más de un compuesto. [5.3]

leyes científicas Enunciados sencillos de fenómenos naturales para los que no se conecen excepciones en las condiciones dadas. [1.4]

líquido Estado de la materia en el que las partículas de ésta se mueven libremente, pero la sustancia conserva un volumen definido; así, los líquidos fluyen y toman la forma de sus recipientes. [3.2]

litro (L) Unidad de volumen que se emplea normalmente en química; 1 L = 1000 mL; es el volumen de un kilogramo de agua a 4 °C. [2.10]

logaritmo decimal (log) La potencia a la que hay que elevar el 10 para obtener cierto número. El log de 100 es 2. [15.9]

longitud de enlace Distancia entre dos núcleos que están unidos por un enlace químico. [13.10]

longitud de onda Distancia entre picos o valles consecutivos en una onda; se representa con la letra griega lambda (λ). [10.2]

---

masa La cantidad de materia que posee un objeto. [2.1]

masa atómica Masa relativa promedio de los isótopos de un elemento, en relación con la masa atómica del carbono 12. [5.11]

masa equivalente Masa de una sustancia que reacciona con, se combina con, contiene, reemplaza o es equivalente, en cualquier otra forma a 1 mol de átomos de hidrógeno o de iones hidrógeno. [14.6]

masa molar Masa del número de Avogadro de átomos o moléculas. [7.1, 9.1]

materia Todo lo que tiene masa y ocupa espacio. [3.1]

mecánica cuántica o mecánica ondulatoria Teoría moderna de la estructura atómica, basada en las propiedades ondulatorias de la materia. [10.3]

membrana semipermeable Membrana que permite el paso de moléculas de agua (el solvente) a través de sí misma, pero evita el paso de moléculas o iones de soluto de tamaño mayor. [14.8]

menisco Forma curva de la superficie de un líquido cuando se coloca dentro de un tubo de vidrio. [13.4]

metal Elemento que es sólido a temperatura ambiente y cuyas propiedades comprenden brillo, ductilidad, maleabilidad y buena conducción del calor y la electricidad. Los metales tienden a perder sus electrones de valencia para transformarse en iones positivos. [3.8]

metal alcalino Elemento del grupo IA de la tabla periódica, excepto el hidrógeno. [10.4]

metal alcalinotérreo Elemento del grupo IIA de la tabla periódica [10.4]

metaloide Elemento que tiene propiedades intermedias entre las de los metales y los no metales, por ejemplo, el silicio. Estos elementos tienen aplicación en la electrónica. [3.8]

método científico Forma de resolver problemas mediante la observación, registro y evaluación de los datos de un experimento, establecimiento de hipótesis y teorías para explicar el comportamiento de la naturaleza y formulación de más experimentos para ensayar las hipótesis y teorías y ver si son correctas. [1.4]

metro (m) La unidad patrón de los sistemas SI y métrico. 1 metro equivale a 39.37 pulgadas. [2.7]

mezcla Materia con dos o más sustancias, que pueden presentarse en proporciones variables. Las mezclas pueden ser homogéneas, como el agua azucarada, o heterogéneas, como la arena y el agua. [3.3, 3.12]

miscible Capaz de mezclarse y formar una solución. [14.2]

mol Cantidad de una sustancia que contiene la misma cantidad de unidades fórmula (6.022×10^{23}) que la que hay exactamente en 12 g de 12C. Una mol equivale a la masa molar, en gramos, de cualquier sustancia. [7.1]

modelo atómico de Thomson Thomson afirmaba que los átomos no son indivisibles, sino que están formados por partes más pequeñas; contienen partículas con carga positiva y negativa a la vez: los protones y los electrones. [5.6]

molalidad (*m*) Expresión de la cantidad de moles de soluto disueltas en 1000 gramos de solvente. [14.7]

molaridad (*M*) Cantidad de moles de soluto por litro de solución. [14.16]

molécula La mínima unidad individual, sin carga, de un compuesto; está formada por la unión de dos o más átomos. [3.9]

moléculas diatómicas Las moléculas de elementos que siempre

contienen dos átomos. Hay siete elementos que se presentan en forma de moléculas diatómicas: H_2, N_2, O_2, F_2, Cl_2, Br_2 y I_2. [3.10]

movimiento Browniano Movimiento aleatorio de las partículas coloidales. [15.15]

---

neutralización Reacción entre un ácido y una base para formar una sal más agua. [15.10]

neutrón Partícula subatómica eléctricamente neutra; se encuentra en el núcleo de los átomos. [5.6]

niveles electrónicos de energía Zonas en las que los electrones se ubican a varias distancias del núcleo. [10.4]

niveles principales de energía de los electrones Estos niveles de energía, que existen dentro del átomo, contienen orbitales dentro de los cuales se encuentran los electrones. *Ver también* orbital, electrón. [10.4]

no electrólito Sustancia cuyas soluciones acuosas no conducen la electricidad. [15.5]

no metal Elemento cuyas propiedades son opuestas a las de los metales: falta de brillo, punto de fusión y densidad relativamente bajos y, en general, mal conductor del calor y la electricidad. Los no metales pueden ser sólidos (o no) a la temperatura ambiente. Por ejemplo: carbono, bromo y nitrógeno. Muchos de ellos son gases. Se encuentran principalmente en la esquina superior derecha de la tabla periódica. [3.8]

nombres comunes Nombres arbitrarios que no se basan en la composición química de las sustancias. Por ejemplo, gas hilarante para el óxido nitroso, o gas de los pantanos para el metano. También se les llama nombres triviales. [6.1]

normalidad Cantidad de masas equivalentes de soluto por litro de solución. [14.6]

notación científica Escritura de un número en forma de una potencia de 10. Para hacerlo, se desplaza el punto decimal en el número original, para que esté colocado después del primer dígito distinto de cero; a continuación, del nuevo número se pone un signo de multiplicación y el número 10 con un exponente (llamado potencia) igual a la cantidad de lugares que se desplazó el punto decimal. Por ejemplo: $2468 = 2.468 \times 10^3$. [2.4]

notación isotópica Notación para indicar el isótopo de un elemento; en ella, el subíndice es el número atómico, el índice, el número de masa y ambos se ponen a la izquierda del símbolo del elemento. Por ejemplo, el hidrógeno 1 se representa por ^1_1H. *Ver también* número atómico, número de masa. [5.10]

núcleo La parte central de un átomo; contiene todos los protones y neutrones. El núcleo es muy denso y tiene carga eléctrica positiva. [5.8]

número atómico Cantidad de protones en el núcleo de un átomo de determinado elemento. *Ver también* notación isotópica. [5.9]

número de Avogadro 6.022×10^{23} ; la cantidad de unidades fórmula en 1 mol. [7.1, 9.1]

número de masa Suma de protones y neutrones que hay en el núcleo de determinado isótopo de un átomo. *Ver también* notación isotópica. [5.10]

---

orbital Región alrededor del núcleo, como una nube, donde están los electrones. Se considera que los orbitales son subniveles de energía (*s, p, d, f*) de los niveles principales de energía. *Ver también* niveles principales de energía. [10.3, 10.4]

ósmosis Difusión del agua pura o de una solución diluida, a través de una membrana semipermeable hacia una solución de mayor concentración. [14.8]

---

partes por millón (ppm) Medida de la concentración de soluciones diluidas que se usa hoy en lugar de porcentaje en masa. [14.6]

partículas subatómicas Partículas que se encuentran dentro del átomo; principalmente protones, neutrones y electrones. [5.6]

periodo de elementos Los elementos de un renglón de la tabla periódica. [10.6]

peso Medida de la atracción gravitacional de la Tierra hacia un cuerpo u objeto. [2.1]

pH Método de expresar la concentración de H^+ (la acidez) de una solución. $pH = -\log[H^+]$. Una solución neutra tiene $pH = 7$. Si $pH < 7$, la solución es ácida, y si $pH > 7$, es alcalina o básica. [15.9]

porcentaje en masa de una solución Gramos de soluto en 100 g de una solución. [14.6]

porcentaje en volumen (solución) Volumen de soluto en 100 mL de solución. [14.6]

presión Fuerza por unidad de área; se expresa en muchas unidades, como mm Hg, atm, $lb/pulg^2$, torr o pascal. [12.3]

presión atmosférica Presión a la que están sometidos los objetos sobre la superficie terrestre; se debe a la capa de aire que rodea nuestro planeta. La presión de 1 atmósfera (1 atm) es aquella que soporta una columna de mercurio de 760 mm de altura a 0 °C. [12.3]

presión de vapor Presión ejercida por un vapor en equilibrio con su líquido. [13.3]

presión parcial Presión ejercida independientemente por cada gas en una mezcla de gases. [12.10]

presión y temperatura normales *Ver* condiciones normales.

principio de exclusión de Pauli Un orbital atómico sólo puede tener un máximo de dos electrones, cuyos spines deben ser opuestos. [10.4]

producto Sustancia química que se forma a partir de los reactivos en un cambio químico. [4.3]

propiedades Las características o cualidades de las sustancias que les confieren sus identidades. Las propiedades pueden ser físicas o químicas. [4.1]

propiedades coligativas Propiedades de una solución que dependen de la cantidad de partículas del soluto en solución y no de la naturaleza del soluto. Por ejemplo, el abatimiento de la presión de vapor, la depresión del punto de congelación y la elevación del punto de ebullición. [14.7]

propiedades físicas Características físicas inherentes a una sustancia; se pueden determinar sin alterar su composición; por ejemplo, color, sabor, olor, estado, densidad, punto de fusión o punto de ebullición. [4.1]

propiedades químicas Capacidad que tiene una sustancia de formar otros compuestos por reacción con otras sustancias o por descomposición. [4.1]

protón Partícula subatómica que se encuentra en el núcleo del átomo; tiene carga eléctrica positiva y su masa aproximada es de 1 uma. Un ion H^+ es un protón. [5.6]

puente de hidrógeno Fuerza intermolecular entre moléculas que contienen hidrógeno en enlaces covalentes con elementos muy electronegativos como F, O y N. [13.11]

punto de congelación o de fusión Temperatura a la cual están en equilibrio los estados sólido y líquido. [13.6]

punto de ebullición Temperatura a la cual la presión de vapor de un líquido es igual a la presión sobre el líquido. [13.5]

punto de ebullición normal Temperatura a la cual la presión de vapor de un líquido es igual a 1 atm, o 760 torr. [13.5]

punto de fusión o congelación *Ver* punto de congelación o de fusión.

---

química Ciencia que estudia la composición, estructura, propiedades y reacciones de la materia, en especial las propiedades de los sistemas atómicos y moleculares. [1.2]

---

reacción de combinación Unión directa, o combinación de dos sustancias, que produce una sustancia nueva. [8.4]

reacción de descomposición Desintegración, o descomposición, de una sustancia en dos o más sustancias distintas. [8.5]

reacción de desplazamiento simple Reacción entre un elemento y un compuesto, que produce otro elemento y un compuesto distinto. [8.4]

reacción de doble desplazamiento Reacción de dos compuestos que produce otras dos sustancias distintas, por intercambio de los componentes de las sustancias que reaccionan. [8.4]

reacción endotérmica Reacción química que absorbe calor. [8.5]

reacción exotérmica Reacción química en la que se desprende calor, como producto. [8.5]

reactivo Sustancia química que participa en una reacción. [4.3]

reactivo limitante Reactivo que limita la cantidad de producto que se forma, por estar presente en cantidad insuficiente en comparación con los demás reactivos. [9.6]

redondeo de números Proceso mediante el cual el valor del último dígito que se conserva se determina después de eliminar los dígitos no significativos. [2.3]

relación molar Relación entre la cantidad de moles de dos especies cualesquiera que intervienen en una reacción química; la relación molar se emplea como factor de conversión en cálculos estequiométricos. [9.2]

rendimiento porcentual Relación del rendimiento real entre el rendimiento teórico, multiplicada por 100. [10.6]

rendimiento real Cantidad de producto formado realmente en una reacción química, comparada con la cantidad teórica (que es el rendimiento teórico). [9.6]

rendimiento teórico Cantidad máxima de producto que se puede formar de acuerdo con una ecuación balanceada. [9.6]

repulsión de pares de electrones en la capa de valencia Modelo sencillo para predecir las formas de las moléculas. [11.11]

---

símbolo En química, abreviatura del nombre de un elemento. [3.7]

sales Compuestos iónicos de cationes y aniones. [Cap. 6, 15.4]

SI Sistema patrón de medidas, convenido o acordado, que se emplea en todo el mundo (Système Internationale). *Ver también* sistema métrico. [2.6]

sistema El conjunto de materia que se estudia. [3.3]

sistema métrico Sistema decimal de medidas. *Ver también* SI. [2.6]

sistema Stock de nomenclatura Sistema donde se emplean números romanos para indicar los elementos que forman más de un tipo de catión. Por ejemplo, Fe^{2+} es hierro(II); Fe^{3+} es hierro(III). [6.4]

sol Dispersión coloidal en un líquido. [15.14]

sólido Estado de la materia en el que ésta tiene forma y volumen definidos; sus partículas se agregan rígidamente entre sí, de tal modo que un sólido puede ser independiente del recipiente que locontiene. [3.2]

solubilidad Cantidad de soluto que se disuelve en determinada cantidad de solvente, bajo condiciones específicas. [14.2]

solución Sistema en el cual una o más sustancias están mezcladas homogéneamente, o disueltas en otra sustancia. [14.1]

solución concentrada Solución que contiene cantidades relativamente grandes de soluto disuelto. [14.6]

solución diluida Solución que contiene una cantidad relativamente pequeña de soluto disuelto. [14.6]

solución molar Solución que contiene 1 mol de soluto por litro de solución. [14.6]

solución no saturada Solución que contiene menos soluto por unidad de volumen que su solución saturada correspondiente. [14.6]

solución salina fisiológica Solución de 0.90% de cloruro de sodio; es isotónica (tiene la misma presión osmótica) con el plasma sanguíneo. [14.8]

solución saturada Solución que contiene soluto disuelto en equilibrio con soluto no disuelto. [14.6]

solución sobresaturada Solución que contiene más soluto que el necesario para formar una solución saturada a determinada temperatura. Las soluciones sobresaturadas tienden a ser inestables; si se raspa el recipiente o se deja caer un cristal "semilla" se provocará la cristalización del exceo de soluto. [14.6]

soluto La sustancia que se disuelve, o el componente menos abundante en una solución. [14.1]

solvente En una solución, el agente que disuelve, o el compuesto más abundante. [14.1]

subniveles de energía Orbitales *s, p, d* y *f* dentro de un nivel principal de energía, ocupados por los electrones en un átomo. [10.4]

spin Propiedad de un electrón que describe su modo de girar sobre un eje; el electrón sólo puede girar en dos direcciones y, para poder ocupar el mismo orbital, dos electrones deben girar en direcciones opuestas. *Ver también* orbital. [10.4]

subíndice Número que se escribe un poco abajo del renglón y a la derecha de un símbolo de elemento. Por ejemplo: H_2SO_4. [3.11]

sublimación Proceso de transformación en el que se pasa directamente del estado sólido al estado gaseoso sin pasar por el estado líquido. [13.2]

sustancia Materia que es homogénea y tiene composición fija y definida.

sustancia higroscópica Sustancia que fácilmente absorbe y retiene vapor de agua. [13.14]

---

tabla periódica Ordenación de los elementos según sus números atómicos. La tabla consiste en renglones o periodos y columnas o familias de elementos. Cada periodo termina en un gas noble. [10.6]

temperatura Medida de la intensidad de calor, o de qué tan caliente o frío está un sistema. La unidad SI de temperatura es el kelvin (K). [2.11]

tensión superficial Resistencia de un líquido al aumento de su área superficial. [13.4]

teoría Explicación de los principios generales de ciertos fenómenos, con muchas pruebas que la respaldan; hipótesis bien establecida. [1.4]

teoría atómica Las sustancias están formadas por átomos y las reacciones químicas se explican por las propiedades y las interacciones de esos átomos. [5.2, Cap. 10]

teoría atómica de Dalton La primera teoría moderna en establecer que los elementos están formados por partículas individuales diminutas llamadas *átomos*. [5.2]

teoría cinético-molecular Grupo de hipótesis para explicar el comportamiento y las propiedades de los gases. [12.2]

titulación Proceso de medir el volumen de un reactivo necesario para reaccionar con una masa o volumen medidos de otro reactivo. [15.10]

torr Unidad de presión. 1 torr = 1 mm Hg. [12.3]

trigonal plano Arreglo de átomos en el modelo de repulsión de pares de electrones en la capa de valencia, en el que tres pares de electrones se orientan en un plano formando ángulos de 120 °. [11.11]

---

una atmósfera La presión atmosférica normal, esto es la presión que ejerce una columna de mercurio de 760 mm de altura a la temperatura de 0 °C. [12.3]

unidad de masa atómica (uma) Unidad de masa, equivalente a la duodécima parte de la masa de un átomo de carbono 12. [5.11]

unidad fórmula Átomo o molécula que indica la fórmula de la sustancia que se considera. Por ejemplo, Mg, O_2, H_2O. [7.1]

---

vaporización *Ver* evaporación. [13.2]

velocidad (de una onda) Medida de la rapidez con la que una onda viaja por el espacio. [10.2]

volátil (sustancia) Material que se evapora con facilidad y rapidez; líquido con alta presión de vapor y bajo punto de ebullición. [13.3]

volumen Cantidad de espacio ocupado por la materia; se mide en unidades SI, metros cúbicos (m3) y también en litros y mililitros. [2.10]

volumen molar (de un gas) Volumen de una mol de gas en condiciones normales; equivale a 22.4 L/mol. [12.12]

Índice

Las palabras en negritas aparecen en el glosario